Química

© Dpto. Pedagógico ***TRILCE***
© Derechos de Edición
Asociación Educativa ***TRILCE***

Tercera Edición, 2007.

Todos los Derechos Reservados. Esta publicación no puede ser reproducida, ni en todo ni en parte, ni registrada en, o transmitida por, un sistema de recuperación de información, en ninguna forma y por ningún medio, sea mecánico, fotoquímico, electrónico, magnético, electroóptico, por fotocopia, o cualquier otro, sin el permiso previo de la editorial.

INTRODUCCIÓN

El conjunto de todos los seres vivos, objetos y hechos que nos rodean forman lo que denominamos *naturaleza*. Estos hechos que observamos a nuestro alrededor no se dan aisladamente y constituyen un conjunto de elementos que se relacionan entre sí y reciben el nombre de ciencias naturales.

La ciencia es el intento de relacionar la caótica diversidad de nuestra experiencia sensorial con un sistema lógico, estructurado y uniforme de pensamiento.

La química, una ciencia natural, está en todas partes: La ropa que usas, la silla en que te sientas, los lentes que utilizamos, la tierra donde crecen los cultivos, etc., todo ello es materia, y es objeto de estudio de la química.

La química es la ciencia que estudia la materia, su estructura íntima, sus cambios, sus relaciones con la energía y las leyes que rigen esos cambios.

Es probable que el significado de la palabra ***química*** derive de la voz egipcia ***khem***, en alusión al propio Egipto, tierra negra y fértil donde la química se originó en la melanosis y se consideró como el arte negro.

Gracias a la aplicación científica de la *química,* se han obtenido millones de sustancias que el hombre ha creado para su bienestar: ayuda poderosamente a nuestro sustento el fabricar abonos artificiales y productos químicos que incrementan la calidad y la cantidad de los alimentos, así como su conservación y utilización; contribuye a nuestro vestido al proporcionar las fibras sintéticas que sustituyen la demanda de las fibras naturales; favorece nuestra salud al suministrar drogas y medicamentos que salvan la vida humana al combatir y aliviar las enfermedades; mejora nuestra calidad de vida, al facilitarnos materiales de construcción, comunicación, transporte, y fabricación una infinidad de productos que diariamente utilizamos y; por último, se quiera o no, y por mucho idealismo que se profese, el edificio del amor humano, con todo lo que esta palabra implica de bestialidad y de sublimación, de furor y de sacrificio, con todo lo que significa de ligero, conmovedor o de terrible, está constituido sobre las mínimas diferencias moleculares del *fenantreno*, donde la química está en acción.

El campo de estudio de la química es muy amplio y por tanto resulta imposible que algún químico pueda poseer todos los conocimientos que constituyen esta ciencia. Esta razón y otras de carácter didáctico determinan que la química se divida en varias ramas:

1.1. Química General.- Comprende los conceptos básicos referidos a la estructura íntima de la materia y sus propiedades.
1.2. Química Inorgánica.- Su campo se refiere a las sustancias que forman el reino mineral.
1.3. Química orgánica.- Estudia los compuestos del carbono, compuestos que se encuentran ampliamente distribuidos en los seres vivos.
1.4. Fisicoquímica.- Comprende el estudio de las propiedades físicas y estructura de la materia, las leyes de la interacción química y física y las teorías que la gobiernan.
1.5. Química Analítica.- comprende los métodos de reconocimiento y determinación de los constituyentes de los compuestos, tanto en su calidad, *análisis cualitativo*, como en su proporción*, análisis cuantitativo*.

Finalmente, queremos indicar que el nivel de los problemas propuestos está estructurado en orden creciente al grado de dificultad. Los primeros problemas son básicos y formativos para afianzar los conocimientos adquiridos, mientras que los problemas intermedios son de exámenes de admisión de las diferentes Universidades del Perú. Por último, los problemas finales tienen un grado de dificultad superior, orientado a los alumnos que ya tienen una formación sólida, y lo que desean es poner a prueba sus habilidades.

La Organización TRILCE agradece por anticipado todos los aportes que se hagan llegar a esta primera edición y agradece infinitamente a todas las personas que hicieron posible cristalizar este proyecto tan esperado por la familia TRILCE.

Capítulo

1

MATERIA

EMPÉDOCLES DE ACRAGAS

Nació en Acragas (Agrigento) en el año 483 a.C. Fue una persona polifacética: sacerdote, místico, profeta, predicador, médico, poeta, filósofo y político. Recorrió las ciudades de la Magna Grecia y algunos afirman que murió arrojándose al cráter del volcán Etna (430). Hasta nosotros han llegado muchos fragmentos de sus himnos purificatorios y de su obra *Sobre la Naturaleza*.

A diferencia de los milesios, quienes sostenían que había un Principio Único de Todas las Cosas, Empédocles sostenía que había cuatro sustancias fundamentales: *tierra*, *agua*, *aire* y *fuego*. Todas las cosas se forman por *mezcla* y *separación* de estos cuatro elementos. Estos elementos, según Aristóteles «eternamente subsistentes y no engendrados», son indestructibles. No nacen ni perecen, y por la mezcla de sus partículas con las de los otros tres elementos se forman las diversas cosas que conocemos. El devenir es cambio por reunión y separación de partículas; pero, con propiedad, nada nace y nada muere. *"No se da nacimiento de ninguna de las cosas mortales, ni un acabarse en la maldita muerte, sino sólo mezcla y cambio de las cosas mezcladas."*

En el mundo físico que nos rodea sólo hay materia que se manifiesta en forma de masa o energía y éstas se encuentran íntimamente relacionadas. Pero, ¿*qué es la materia*? Resulta difícil dar una definición de materia mediante términos corrientes.

Para nosotros, ***materia***, es todo aquello que constituye los cuerpos; es la base del Universo y presenta dos propiedades fundamentales: ocupa espacio en el universo y posee masa, y como consecuencia impresiona nuestros sentidos. La materia se presenta en forma muy diversa, pero toda ella tiene la misma estructura: está formada por átomos, moléculas e iones.

Cuerpo: Es toda porción limitada de materia.

Sistema: Es aquella parte del universo físico cuyas propiedades se están investigando. El sistema está confinado a un lugar definido del espacio por la frontera que lo separa del medio ambiente.

Átomo: Es la partícula más pequeña de los elementos hasta donde se conserva su identidad. Es decir, fracciones más pequeñas pierden la información sobre la identidad.

Molécula: Es la partícula más pequeña de un compuesto o elemento que tiene existencia estable o independiente en la naturaleza, estando formada por la unión íntima de dos o más átomos.

PROPIEDADES DE LA MATERIA:

Son las características que la identifican, es decir, las diversas formas como es percibida por nuestros sentidos; por ejemplo: color, olor, densidad, estado de agregación, punto de fusión, punto de ebullición, etc.

Denominamos ***propiedades generales*** a aquellas características que posee la materia en general, independiente de su identidad. Son propiedades generales:

Extensión o Volumen: La materia ocupa un lugar en el espacio. En el vacío no hay materia.

Inercia: Se opone a cambiar el estado de movimiento rectilíneo uniforme o de reposo en que se encuentra la materia.

Impenetrabilidad: Dos cuerpos no pueden ocupar al mismo tiempo el mismo lugar.

Porosidad: Entre las partículas que forman la materia existe espacio vacío.

Divisibilidad: La materia puede fragmentarse.

Las propiedades intensivas, a su vez, se puede clasificar en :

Propiedades Físicas: son las características de una sustancia que la distingue de las demás, por lo que no implica cambio alguno en ninguna otra sustancia. Son ejemplos: puntos de fusión, punto de ebullición, estados de agregación, densidad, viscosidad, tensión superficial, dureza, etc.

Cambio Físico: es la modificación en la forma de la materia; pero ***no*** en su identidad química. Son reversibles y se puede recuperar la condición inicial cuando cesa la acción que produjo el cambio. Los cambios de estado físico son ejemplos de cambios físicos.

Propiedades Químicas: son las cualidades características de una sustancia que la hacen cambiar, bien sea por sí misma o por la acción de otras sustancias. Por ejemplo, es caracterítico que el alcohol arda, el hierro se oxide y el sodio reaccione violentamente con el agua.

Cambio Químico: es la modificación en la cual una o más clases de materia son transformadas en una nueva clase de materia. La formación de herrumbre en el hierro, durante la cual el hierro se combina con el oxígeno del aire para formar un nuevo material llamado herrumbre (Fe_2O_3), es un ejemplo de cambio químico. Los materiales originales (hierro y oxígeno) se combinan químicamente y no pueden ser separados por medios físicos. Los cambios son permanentes y sólo por otros cambios químicos se puede recuperar la condición inicial.

Las propiedades de la materia se pueden clasificar en extensivas e intensivas:
Son ***propiedades extensivas*** aquellas cualidades de la materia dependientes de la masa. Son ***aditivas*** y no adecuadas para identificar a la materia. El tamaño, la forma, peso, volumen y calor absorbido por los cuerpos, son ejemplos de propiedades extensivas.
Son ***propiedades intensivas*** aquellas cualidades de la materia independientes de la masa. ***No son aditivas*** pero sí adecuadas para identificarla. El punto de fusión, punto de ebullición, densidad, dureza, viscosidad, inflamabilidad, son ejemplos de propiedades intensivas.
Por ejemplo, la sustancia, que denomimamos ***alcohol etílico,*** es un líquido incoloro que funde a -117,3°C, hierve a 78,5°C, tiene una densidad de 0,789 3 g/mL, con un calor específico de 2,43 J/g inflamable y combustible. Ninguna otra sustancia tiene este único conjunto de propiedades.

ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

Una primera forma de clasificar la materia es de acuerdo al estado de agregación en que se encuentran en la naturaleza: sólido, líquido y gaseoso.
Una clasificación plenamente satisfactoria de la presencia de tres estados de agregación en la materia se alcanzó el siglo pasado, gracias al modelo cinético-molecular. Según este modelo, toda materia está constituida por partículas extraordinariamente pequeñas, reciben el nombre de átomos o moléculas, las cuales interactúan entre sí por fuerzas de atracción (interacciones moleculares) y fuerzas de repulsión (movimientos moleculares). De la magnitud de esta interacción y de la temperatura (que determina los movimientos moleculares), depende que la materia se presente como sólido, líquido o gas.
Obs: Comentar sobre el estado plasmático y base - Einstein.

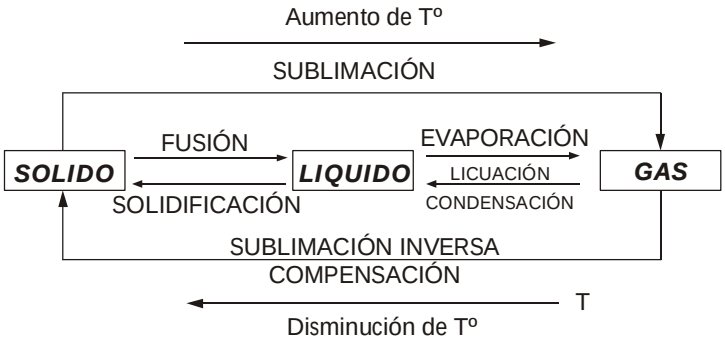
Cuadro: Resumen de las fuerzas de atracción y repulsión. Sólo debemos recordar que la temperatura incrementa los movimientos moleculares y debilitan las fuerzas de atracción.

Fuerzas de atracción	Fuerzas de repulsión
Fuerzas interiónicas	Movimientos rotacionales
Enlaces puente de hidrógeno	Movimientos vibracionales
Interacciones dipolo-dipolo	Movimientos traslacionales
Fuerzas de dispersión de london	

Características y ejemplos de la fase sólida, líquida y gaseosa.

Cuerpo	*Características*	*Fase*
Hielo, sal común calcita	Volumen y forma definida, ordenamiento tridimensional (cristales), incompresibles, difusión muy lenta.	SÓLIDA
Agua, gasolina, alcohol	Volumen definido, forma variable, difusión restringida, fluidos, no existe ordenamiento tridimensional.	LÍQUIDA
Vapor propano aire	Volumen y forma variables difusión, miscibilidad, compresibilidad.	GASEOSA

FASE es toda porción de materia uniforme en la que sus propiedades físicas y químicas son las mismas.
Variando la magnitud de las fuerzas repulsivas, por ejemplo de la temperatura, se producen los cambios de fase, descritos a continuación.



Cambios de fase

Ejemplos de sustancias que subliman: hielo seco, yodo sólido, cafeína, alcanfor, naftalina.
Algunos autores establecen una diferencia entre ***evaporación y vaporización***; utilizan el primer término para referirse al cambio de fase en la superficie del líquido a una temperatura menor a la temperatura de ebullición y el segundo término para referirse al cambio de fase durante la ebullición del líquido.

CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA

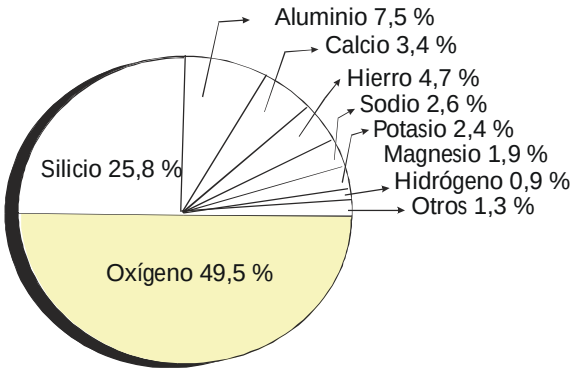
Ahora bien, para estudiar la materia, es necesario un ordenamiento sistemático de la misma.
La materia es ***heterogénea*** cuando podemos detectar en ella fácilmente, a simple vista o con la ayuda de una lupa o microscopio, dos o más partes que la forman, cada una de las cuales tiene propiedades diferentes. Como ejemplo de materia heterogénea podemos mencionar la madera y el granito: en la primera, distinguimos anillos de diferentes color y dureza que hace suponer que se trate de diferentes clases de materia; en el segundo, puede apreciarse partículas de distintos aspectos, unas brillantes y oscuras que son de mica, otras duras y transparentes que son de cuarzo y algunas translúcidas y grisáceas que son feldespato.
La materia es ***homogénea*** cuando ***no*** podemos distinguir en ella las partes que la forman Por ejemplo, agua, amoníaco, sacarosa (azúcar), oro, oxígeno y agua salada.
Son ***sustancias*** aquellas variedades de materia homogénea de composición constante, definida e invariable y que presentan las mismas propiedades en todas sus partes independiente del origen de la misma. Algunos ejemplos son: agua, amoníaco, sacarosa (azúcar), oro, oxígeno; pero ***no*** el agua salada, ya que esta última está formada por sustancias que poseen características diferentes (agua y sal) que puede separarse por medios físicos.
El último ejemplo mencionado, en el párrafo anterior (agua salada), representa lo que en química se llama solución y de acuerdo con el esquema anterior una ***solución*** es una ***mezcla homogénea*** que puede tener composición variable.
Hemos visto que las soluciones son mezclas homogéneas y, en general, podemos definir a las mezclas, ya sean homogéneas o heterogéneas, como la variedad de la materia de composición variable cuyas propiedades son dependientes de su origen y composición.

Como características de las mezclas, podríamos mencionar las siguientes:

* Las partes que la forman (componentes) no pierden sus propiedades originales.
* La proporción de los componentes es variable.
* Sus componentes se pueden separar por medios físicos.

* Las mezclas presentan puntos de fusión variables.
* Las mezclas presentan propiedades dependientes de su origen.
* Existen varios métodos de separación de mezclas y su uso depende de las características de cada componente.

Estos materiales que mencionamos en el párrafo anterior, yodo, sal, agua y carbón (carbono cuando está químicamente puro), son sustancias que en, general, se dividen en elementos y compuestos.
Un ***elemento*** es una sustancia simple, aquella sustancia que no se puede descomponer en formas más simples por cambios químicos convencionales. Son elementos: oro, plata, oxígeno gaseoso, cobre, etc.
Aunque es cierto que las partículas más pequeñas constitutivas de un elemento (sus átomos) se pueden descomponer en fragmentos más pequeños (protones, neutrones y electrones), se pierde información sobre la indentidad de la materia. Por ello, vemos que los elementos son las sustancias simples más puras que pueden conservarse en la naturaleza como tales, observarse, identificarse y manipularse en cantidades de tamaño macroscópico. En la siguiente figura, apreciamos la abundancia relativa aproximada de los elementos en la corteza terrestre.



Abundancia relativa de los elementos en la corteza terrrestre

Un ***compuesto*** es una sustancia compuesta, aquella sustancia que se puede descomponer en formas más simples de materia por cambios químicos convencionales. Son ejemplos: el agua (H_2O), sal común (NaCl), carbonato de calcio ($CaCO_3$).

Si el agua y la sal común se someten a un proceso electrolítico se descomponen en los elementos de los cuales están formados.

$$H_2O_{(liq)} \xrightarrow{\text{electrólisis}} H_{2(g)} + O_{2(g)}$$

$$NaCl_{(liq)} \xrightarrow{\text{electrólisis}} Na_{(s)} + Cl_{2(g)}$$

PROBLEMAS PROPUESTOS

A. ***VERDADERO O FALSO***. Califique cada uno de los enunciados como verdadero o falso, según corresponda.

01. El peso de un cuerpo determina la cantidad de materia del mismo. ( )

02. En un cambio físico, no varía la composición de la materia. ( )

03. Toda materia puede sufrir cambios físicos como químicos. ( )

04. La materia que tiene idénticas propiedades en todas sus partes es homogénea. ( )

05. Una sustancia es homogénea y ***no*** presenta composición definida. ( )

06. Un sistema que tiene más de una fase es heterogéneo. ( )

07. La característica principal de una mezcla es su composición definida. ( )

08. Un material homogéneo de composición variable es un compuesto químico. ( )

09. La química es la ciencia que se ocupa de la composición de las sustancias y de las transformaciones que experimentan. ( )

10. La inflamabilidad de los compuestos orgánicos es una propiedad física. ( )

11. En un cambio químico, las sustancias que se forman son diferentes, tienen propiedades y composición distintas a las de los materiales originales. ( )

12. Las propiedades físicas describen la capacidad de una sustancia para formar nuevos compuestos. ( )

13. La densidad, dureza, punto de ebullición, volumen y viscosidad, son ejemplos de propiedades intensivas. ( )

14. De los tres estados de agregación de la materia, el estado gaseoso es el más compacto. ( )

15. La condensación es el cambio de fase vapor a la fase líquida. ( )

16. Una mezcla es la adición de dos o más sustancias en las cuales cada una conserva su identidad. ( )

17. Indicar a la derecha de cada enunciado si se refiere a una propiedad ***física*** o ***química:***

* El hidrógeno es combustible. .....
* Punto de fusión del hielo. .....
* Dureza de los minerales. .....
* Capacidad de reacción con el oxígeno. .....
* El sodio reacciona con el agua. .....
* Punto de ebullición del etanol. .....
* Volatilidad de la gasolina. .....
* Inflamabilidad de la gasolina. .....

18. Escribir a la derecha de cada enunciado si se trata de un ***fenómeno físico*** o ***químico:***

* La licuación del aire. .....
* La formación de nubes. .....
* Una vela en combustión. .....
* La fusión del hielo. .....
* Sublimación del yodo. .....

19. Marcar lo que corresponde a un cambio físico:

a) Obtención del vinagre a partir del vino.
b) Extracción de la sal común del agua de mar.
c) Combustión de la gasolina.
d) Oxidación de un alambre de hierro.
e) Descomposición del agua por acción de la corriente eléctrica.

20. Dadas las siguientes ocurrencias, señale cuáles son fenómenos químicos (Q) y cuáles son fenómenos físicos (F):

I. El punto de ebullición de alcohol etílico es 78°C.
II. La cocción de un alimento.
III. La evaporación de un charco de agua.
IV. La infección de una herida.

a) FQFQ b) FFQQ c) FQFF
d) QQFF e) QFQF

21. ¿Cuál de los siguientes ***no*** es cambio químico?

a) Calentamiento del cobre en el aire.
b) Combustión de la gasolina.
c) Enfriamiento de un trozo de hierro.
d) Digestión de los alimentos.
e) Corrosión de los metales.

22. ¿Cuál de los siguientes cambios se considera físico?

a) Pérdida de brillo metálico de la plata.
b) Calentamiento de los filamentos de una lámpara, para producir luz.
c) Quemar hidrógeno.
d) Oxidación del vino para producir vinagre.
e) Oxidación de metales.

23. Completar el siguiente párrafo:
"Un cambio físico es un cambio debido a una causa externa a la sustancia examinada. El efecto desaparecerá cuando la causa cese, por lo tanto, no se altera la ..... de la sustancia".

a) propiedad
b) composición
c) masa
d) energía
e) energía cinética

24. Identificar un cambio físico:

a) Inflamabilidad.
b) Corrosión.
c) Oxidación del hierro.
d) Volatilización.
e) Combustión del alcohol.

25. ¿Cuál de los siguientes cambios se consideran químicos?

a) Cambios de los estados de agregación.
b) Punto de fusión del hielo.
c) Inflamabilidad del alcohol.
d) Condensación del vapor de agua.
e) Sublimación del hielo seco.

26. Los cambios químicos se caracterizan por:
1. Cambios energéticos.
2. Ocurrir sólo en los elementos químicos.
3. Cambios en la composición de la materia.
4. Cambios de color.
5. Cambios en las propiedades.

a) 1 y 3 b) 1, 2 y 5 c) 1, 3 y 5
d) 3, 4 y 5 e) Todos

27. Un material homogéneo de composición constante se denomina:

a) Sustancia.
b) Elemento.
c) Compuesto.
d) Mezcla homogénea.
e) Mezcla heterogénea.

28. Indicar la veracidad (V) o falsedad (F) de las siguientes proposiciones:
I. Toda sustancia es un compuesto.
II. Las soluciones son mezclas homogéneas.
III. En las mezclas heterogéneas se presentan varias fases.

a) FVF b) FFF c) FFV
d) FVV e) VVV

29. Completar el siguiente párrafo:
Denominaremos "***propiedades físicas***" a aquellas propiedades que son intrínsecas en una sustancia. Podemos reconocerlas simplemente ..... la sustancia o sometiendo al especimen a un cambio reversible.

a) calculando b) midiendo
c) observando d) construyendo
e) destruyendo

30. Con relación a mezclas y compuestos, marque la alternativa falsa:

a) Las mezclas se pueden separar por medios físicos.
b) Las mezclas homogéneas conservan sus propiedades físicas.
c) Las mezclas homogéneas conservan sus propiedades químicas.
d) Los compuestos son combinaciones químicas de dos o más sustancias.
e) Las mezclas presentan propiedades independientes de su origen.

31. ¿Cuál de las alternativas representa una propiedad extensiva?

a) Corrosión de los metales.
b) Dureza de los minerales.
c) Combustión de la gasolina.
d) Volumen de los cuerpos.
e) Viscosidad de los líquidos.

32. Los siguientes datos se refieren al elemento carbono. Determine ¿Cuántas propiedades son físicas?
I. Reacciona con el oxígeno para dar óxidos.
II. Es insoluble en agua.
III. A 25°C y 1 atm es sólido.
IV. Se puede usar como combustible.

a) 0 b) 1 c) 2
d) 3 e) 4

33. Sobre las sustancias: ozono (O_3) y azufre rómbico (S_8). ¿cuántos enunciados son incorrectos?
I. Son sustancias simples.
II. Son isótopos.
III. Son formas alotrópicas de los correspondientes elementos.
IV. Al mezclarse, formarían un material homogéneo.

a) 0 b) 1 c) 2
d) 3 e) 4

34. Marcar la respuesta correcta, respecto a la propiedad que ***no*** es física.

a) Punto de ebullición.
b) Estados de agregación.
c) Color de los cuerpos.
d) La acción blanqueadora de la lejía.
e) Determinación de la densidad.

35. ¿Qué propiedad es extensiva?

a) Volatilidad.
b) Densidad.
c) Calor absorbido en la fusión del hielo.
d) Reducción del sodio.
e) Oxidación del sodio.

36. ¿Cuál de los siguientes se considera un cambio químico?

a) Evaporación del agua.
b) Fusión del hielo.
c) Trituración de rocas.
d) Opacado de una moneda.
e) Licuación del oxígeno.

37. Al transformar hidrógeno y oxígeno en agua, se está produciendo:

a) Cambio químico.
b) Cambio físico.
c) Reacción de conservación.
d) No aparece la respuesta correcta.
e) Cambio biológico.

38. ¿Cuántas propiedades se consideran físicas?
I. Estado de agregación.
II. Combustibilidad.
III. Inflamabilidad.
IV. Corrosión.
V. Calor Específico.
VI. Forma.

a) 0 b) 1 c) 2
d) 3 e) 5

39. Marcar la respuesta correcta respecto a un cambio físico:

a) Quemar un trozo de azufre.
b) Explosión de la pólvora.
c) Estiramiento de una barra de cobre.
d) Oxidación de un clavo.
e) Oxidación del metano.

40. ¿Qué propiedad es extensiva?

a) Solubilidad de NaCl por cada 100 gramos de agua.
b) Calor necesario para elevar la temperatura de 1 gramo de agua en 1°C .
c) Volumen.
d) Corrosión.
e) Combustión de la gasolina.

41. Marcar la respuesta correcta, respecto a la propiedad que ***no*** es física:

a) Punto de fusión.
b) Cambios de fase.
c) Área.
d) Combustión de la glucosa.
e) Tensión superficial de los líquidos.

42. En el análisis de una sustancia se encuentra que contiene carbono y cloro; entonces, esta sustancia se clasifica como:

a) Elemento.
b) Mezcla.
c) Compuesto.
d) Es tanto mezcla como compuesto.
e) Es mezcla homogénea.

43. Considere las siguientes propiedades del diamante (una forma alotrópica del carbono)
A. Aislador eléctrico.
B. Elevado punto de fusión.
C. Extremadamente duro.
D. Combustión en presencia de oxígeno para producir CO_2.
E. Densidad de 3,51 g / cm^3.
¿Cuántas propiedades son físicas y químicas respectivamente?

a) 3, 2 b) 2, 3 c) 4, 1
d) 1, 4 e) 5, 0

44. Una propiedad intensiva no depende de la masa. ¿Cuántas de las siguientes propiedades son intensivas?
I. Punto de fusión.
II. Calor absorbido por el agua.
III. Peso.
IV. Viscosidad.
V. Maleabilidad.
VI. Corrosión.

a) 3 b) 4 c) 5
d) 6 e) 2

45. Una sustancia pura que no puede descomponerse por cambios químicos convencionales se denomina:

a) Compuesto. b) Elemento.
c) Mezcla. d) Suspensión.
e) Solución.

46. Cuántas propiedades enunciadas a continuación son intensivas: presión atmosférica, punto de ebullición, calor absorbido en la fusión del hielo, peso, oxidación del hierro, volumen.

a) 2 b) 3 c) 4
d) 5 e) 6

47. Identifique un cambio químico:

a) Sublimación de la naftalina.
b) Evaporación de agua de mar.
c) Coagulación de la sangre.
d) Formación de hielo a partir del agua.
e) Destilación del C_2H_5OH del aguardiente.

48. Con relación a mezclas homogéneas y compuestos, marque la proposición falsa:

a) Las mezclas homogéneas se pueden separar por decantación.
b) Un material homogéneo puede ser un compuesto o una mezcla homogénea.
c) Las mezclas homogéneas conservan sus propiedades.
d) Los compuestos son combinaciones químicas de dos o más sustancias.
e) Los compuestos químicos tienen composición definida e invariable.

49. Los cambios en los estados de agregación son:

a) Cambios químicos.
b) Cambios alotrópicos.
c) Cambios transmutativos.
d) Cambios físicos.
e) Cambios biológicos.

50. De las siguientes especies químicas que se indican a continuación:

I. Acido nítrico.
II. S_8 (rómbico).
III. Alcohol isopropílico: $CH_3CH(OH)CH_3$.
IV. Alcohol yodado: $I_{2(alcohol)}$.
V. Oro de 24 quilates.
¿Cuántos compuestos químicos existen?

a) 0 b) 1 c) 2
d) 3 e) 4

51. Completar el siguiente párrafo:
"Una sustancia como el azúcar, que se descompone en carbono y agua, cuando se la sujeta a una reacción de combustión ..... un ....."

a) es - elemento
b) puede ser - elemento
c) no es - compuesto
d) es - compuesto
e) puede ser - coloide

52. ¿Cuántos estado de agregación existen?

a) 4 b) 3 c) 5
d) 6 e) 8

53. ¿Qué proposiciones acerca de la materia y de sus propiedades son correctas?
    I. Posee propiedades fundamentales que son el peso y la densidad.
    II. La masa y el peso de un cuerpo son conceptos diferentes.
    III. La materia es discontinua porque se divide en partículas más pequeñas como son moléculas, iones y átomos y éstos últimos se dividen en partículas subatómicas.

    a) I y II b) I y III c) II y III
    d) Sólo II e) Sólo III

54. Indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
    I. Materia es todo aquello que posee masa y ocupa un lugar en el espacio.
    II. Si una especie posee las propiedades de inercia y extensión, se dice que es materia.
    III. Según su estado de agregación, la materia puede ser sólido, líquido, gas o coloidal.

    a) VVV b) VVF c) FVF
    d) FFV e) FFF

55. Respecto a la materia, indicar verdadero (V) o falso (F), según corresponda:
    I. Es todo aquello que existe en el universo, se puede tocar, ver o percibir por nuestros sentidos.
    II. La materia nunca permanece en reposo, se encuentra en constante cambio o transformación.
    III. Toda materia es homogénea.
    IV. Todo material homogéneo es mezcla homogénea.

    a) VVFV b) VVFF c) VFFV
    d) VFFF e) FVFV

56. Con respecto al agua potable, indique si las siguientes proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F):
    I. Se trata de una mezcla homogénea.
    II. Su estado de agregación es líquido.
    III. Responde a la fórmula H_2O.

    a) VVV b) VVF c) VFF
    d) FFF e) FFV

57. Marque con verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
    I. Los compuestos químicos son sustancias.
    II. En las mezclas homogéneas sus propiedades son uniformes en cualquier parte de una muestra determinada.
    III. El aire ordinario es una mezcla homogénea de varios gases.

    a) VVV b) VFV c) VVF
    d) FFV e) FFF

58. Respecto a la alotropía, indicar verdadero (V) o falso(F):
    I. Se presenta cuando dos o mas sustancias tienen propiedades químicas similares.
    II. Son las diferentes formas en la que se presenta un elemento químico dentro de cualquier estado de agregación.
    III. Los alótropos tienen que presentarse dentro del mismo estado de agregación.
    IV.- El agua tiene tres formas alotrópicas: vapor de agua, agua líquida y hielo.

    a) FVVF b) VVFF c) FFVF
    d) FFFF e) FFVV

59. Responda verdadero (V) o falso (F) a las siguientes proposiciones según corresponda:
    I. Una solución acuosa es un ejemplo de cómo la materia se subdivide hasta iones mediante procesos físicos.
    II. Los procesos de división de la materia son procesos físicos.
    III. La división de la materia no es infinita, existe un límite hasta el cual conservará su identidad.

    a) VVV b) VFF c) FVV
    d) VFV e) FFV

60. Un analista químico recibe una muestra metálica para su identificación y empieza describiendo las siguientes propiedades: muestra de volumen pequeño, alta densidad, maleable, alto brillo, muy poco reactivo con los ácidos no se oxida al ambiente. ¿Cuántas propiedades intensivas se han descrito?.

    a) 5 b) 1 c) 2
    d) 4 e) 6

Claves

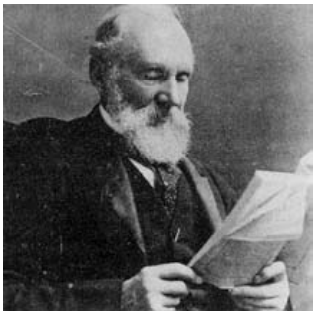
01.	F
02.	V
03.	V
04.	V
05.	F
06.	V
07.	F
08.	F
09.	V
10.	F
11.	V
12.	F
13.	F
14.	F
15.	V
16.	V
17.	*
18.	**
19.	b
20.	a
21.	c
22.	b
23.	b
24.	d
25.	c
26.	c
27.	a
28.	d
29.	c
30.	e

31.	d
32.	c
33.	c
34.	d
35.	c
36.	d
37.	a
38.	d
39.	c
40.	c
41.	d
42.	c
43.	c
44.	b
45.	b
46.	b
47.	c
48.	a
49.	d
50.	c
51.	d
52.	b
53.	c
54.	b
55.	b
56.	b
57.	a
58.	c
59.	c
60.	a

* P. Química, Física, Física, Química, Química, Física, Física, Química.
** F. Físico, Físico, Químico, Físico, Físico.

Capítulo

2 DENSIDAD - TEMPERATURA



William Thomson, físico Inglés, nacido en Belfast el 26 de Junio de 1824, condecorado con el título de ***LORD KELVIN*** desde 1892 Desde 1 846 fue profesor de Glasgow, en 1848 estableció la escala de temperaturas de grados Kelvin; descubrió junto a Clausius la hipótesis de la entropía; con Joule en 1853, el efecto Joule-Thomson, desarrolló las bases de la telegrafía por cables submarinos de profundidad. Thomson murió el 17 de diciembre de 1907 en Nethergall y está enterrado junto a Newton en la abadía de Westminster.

DENSIDAD

La densidad de un material homogéneo es una propiedad intensiva que relaciona la masa del material por unidad de volumen.

$$\textbf{Densidad} = \frac{\textbf{masa}}{\textbf{volumen}} \Rightarrow \rho = \frac{\textbf{M}}{\textbf{V}}$$

Las densidades se utilizan para distinguir entre dos materiales o identificar una sustancia determinada. Se expresan, generalmente, en ***kg/m³***, ***g/cm³*** ó ***g/mL***, para sólidos y líquidos; y en o ***g/L*** para gases.

La unidad oficial de la densidad en el S.I. es ***kg/m³***

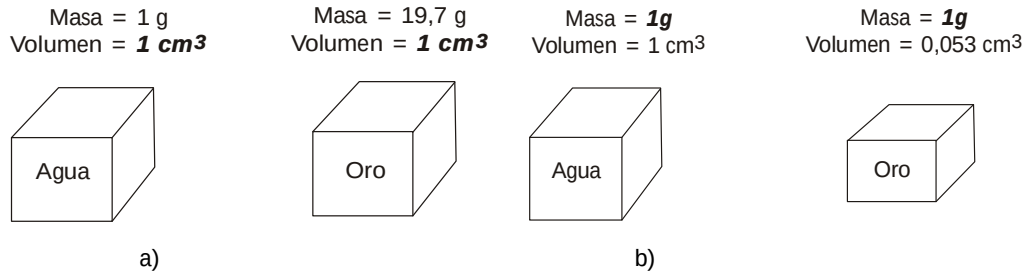
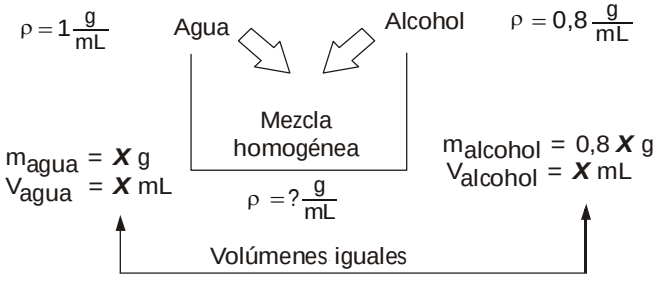


Figura: a) Comparación de masas para ***1 cm³*** de volumen
b) Comparación de volúmenes para ***1 g*** de masa

La densidad de una sustancia es constante a cada temperatura ambiente dada y por ser una propiedad intensiva, es independiente de la cantidad de material examinado. Obviamente, el volumen que ocupan dos kilogramos de oro es el doble del que ocupa un kilogramo; pero ambas muestras tienen la misma densidad.

Ejemplo: Determine la densidad de una mezcla homogénea formada por volúmenes iguales de agua (ρ ***= 1 g / mL***) y alcohol (ρ ***= 0,8 g/mL***). ρ

Resolución:
Se estableció, anteriormente, que la masa de agua y el volumen ocupado por el mismo son numéricamente iguales.



Finalmente, determinemos la densidad de la mezcla homogénea

$$\rho = \frac{M}{V}$$ Fórmula

$$d_{mezcla} = \frac{m_{mezcla}}{V_{mezcla}}$$

$$= \frac{m_{agua} + m_{alcohol}}{V_{agua} + V_{alcohol}}$$

$$= \frac{X\,g + 0{,}8X\,g}{X\,mL + X\,mL}$$

$$= 0{,}9\,\frac{g}{mL}$$

Densidades a temperatura ambiente y una atmósfera de presión.

Materia	Densidad, g /cm^3
Hidrógeno	0,000 089
Dióxido de carbono	0,001 9
Corcho	0,21
Alcohol etílico	0,79
Agua	1
Sal común	2,16
Aluminio	2,7
Mercurio	13,6
Osmio	22
Núcleo atómico	10^{13}

Observaciones:

Considerando la densidad del agua 1 g/mL, la densidad y el peso específico de un material homogéneo son numéricamente iguales.
A diferencia de las determinaciones de la densidad, las del peso específico se realizan con el hidrómetro y con el picnómetro. El hidrómetro (densímetro) es un tubo de vidrio que posee una parte calibrada en su superficie que está diseñada para medir el peso específico mientras flota en un líquido.

Si los volúmenes del material y del agua son iguales, el peso específico se puede expresar como una relación de masas.

TEMPERATURA

La ***temperatura*** es una propiedad intensiva que determina el flujo de calor que experimentan los cuerpos. El calor siempre fluye en forma espontánea de un cuerpo caliente a otro menos caliente. Así, sentimos el flujo del calor cuando nos acercamos a un horno caliente, concluyendo que el horno tiene una temperatura mayor que la de nuestro cuerpo.
El calor es una forma de energía asociada a los movimentos moleculares. Por ejemplo, si analizamos la estructura del agua podemos deducir la existencia de movimientos vibracionales de estiramiento ***O - H***, movimientos vibracionales de flexión, etc, traduciéndose en energía liberada por las moléculas de agua.

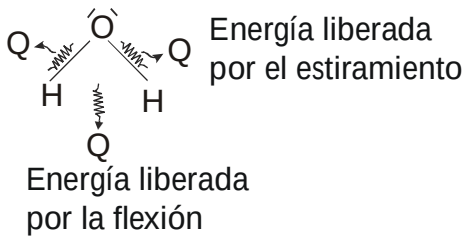


Figura: Energía liberada en los movimientos moleculares.

El ***cero absoluto*** es la lectura más baja de temperatura que podría existir, inalcanzable en la práctica, correspondiendo a aquel estado de la materia donde cesa todo movimiento molecular reduciéndose a cero el flujo de calor.
El cero absoluto fue propuesto por ***Lord Kelvin***, en honor a William Thomson, hace aproximadamente 120 años y en la actualidad, se han reportado temperaturas de 0,000 001 K haciéndose cada vez más dificil bajar este valor.
La temperatura suele medirse con termómetros de mercurio, el cual al aumentar la temperatura, se dilata más que cualquier otra sustancia líquida. Un termómetro de mercurio consta de un recipiente relativamente grande de este metal situado en la base del tubo de vidrio que forma una columna muy delgada (tubo capilar). Al expandirse el mercurio, en el depósito, se observa claramente cómo se desplaza hacia arriba de la columna.
Anders Celsius, astrónomo sueco, ideó la escala ***Celsius*** de temperatura, antes denominada centígrada. Cuando un termómetro celsius bien construido es colocado en un vaso con trozos de hielo mezclados con agua, el nivel del mercurio permanece estable a 0 °C, el punto de referencia más bajo. Si se coloca en un vaso con agua hirviendo a la presión de 1 atmósfera, el nivel del mercurio permanece estable a 100 °C, el punto de referencia más alto. Entre estos niveles hay 100 intervalos igualmente espaciados.
En los países anglosajones se suele medir la temperatura mediante una escala propuesta por Gabriel ***Farenheit***, un fabricante alemán de instrumentos. En esta escala los puntos de congelación y de ebullición del agua se establecen en 32 °F y 212 °F respectivamente.
En los trabajos científicos, las temperaturas se expresan frecuentemente en la escala ***Kelvin*** (absoluta). Se denomina escala termodinámica y es la escala oficial del sistema internacional.
La figura muestra las relaciones entre las cuatro escalas. En la escala Celsius y Kelvin, el grado tiene el mismo "tamaño" ya que en ambas hay 100 grados entre los puntos de congelamiento y ebullición del agua.

RELACIÓN ENTRE LAS 4 ESCALAS

Para relacionar dos escalas termométricas, se requiere conocer dos lecturas de temperatura equivalentes.

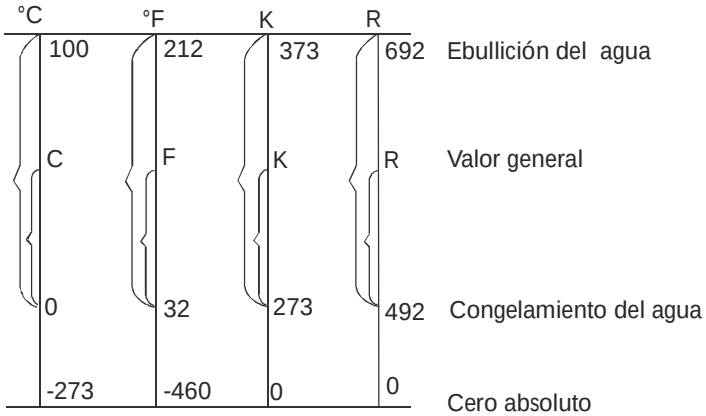


Figura: Relación entre las 4 escalas termodinámicas.

Aplicando semejanza de segmentos:

$$\frac{°C-0}{100-0}=\frac{°F-32}{212-32}=\frac{K-273}{373-273}=\frac{R-492}{672-492}$$

FÓRMULA GENERAL

$$\frac{C}{5}=\frac{F-32}{9}=\frac{K-273}{5}=\frac{R-492}{9}$$

Entre la escala celsius y kelvin, se establece una relación directa: ***°C + 273 = K***

Entre la escala farenheit y rankine, se establece una relación directa: ***°F + 460 = R***

Ejemplo: La temperatura del cuerpo humano es 37 °C. ¿ A cuántos grados Farenheit equivale?

Resolución:

t = 37°C ⇨ t = ? °F

$\frac{^oC}{5} = \frac{^oF-32}{9}$ Fórmula

Reemplazando datos: $\frac{37}{5} = \frac{^oF-32}{9}$

Despejando ºF:

ºF = 98,6 ⇨ Rpta: t = 98,6°F

Ejemplo: ¿A qué temperatura, en grados Celsius, el termómetro Farenheit y Celsius registran el mismo valor numérico para la temperatura de un cuerpo?

Resolución:

Sea un cuerpo → t = x °C
Sea un cuerpo → t = x °F

$\frac{^oC}{5} = \frac{^oF-32}{9}$ Fórmula

Reemplazando datos: $\frac{x}{5} = \frac{x-32}{9}$

Efectuando operaciones:

9x = 5(x - 32)
9x = 5x - 160
4x = -160
x = -40

Definimos la ***variación de temperatura,*** Δt , como el incremento o decremento de la temperatura debido a una variación en el flujo de calor.

$$\Delta t = t_{final} - t_{inicial}$$

Para ***identificar*** la variación de temperatura en un problema aplicaremos la siguiente regla práctica:

Aumenta o Disminuye **t** → a, hasta : t_f
t → en: Δt → Aumenta: (+)
Δt → Disminuye: (-)

Ejemplo: La temperatura de un cuerpo es 90 °C . Si por calentamiento aumenta en 30 °C. ¿Cuál es la temperatura final en grados Kelvin?

Resolución :

$t_{inicial}$ = 90 °C

Δt = +30°C ⇒ debido a que el enunciado indica aumento de la temperatura en 30°C.

$$\Delta t = t_{final} - t_{inicial}$$

Reemplazando datos :

+30 °C = t_{final} - 90 °C
t_{final} = 90 °C + 30 °C
= 120 °C
= (120 + 273) K

Para efectuar conversiones de variación de temperatura, aplicamos la siguiente relación:

$$\Delta\,^oF = \Delta R = 1{,}8\ \Delta\,^oC = 1{,}8\Delta K$$

Supongamos que, en la escala Celsius, se produce una variación de 1°C, entonces, en la escala Farenheit la variación sería de 1,8x1°C.

Ejemplo: Un cuerpo se encuentra a 90 °C . Su temperatura disminuye en 54 °F. ¿Cuál es la tempertura final en grados Kelvin?

Solución:

t ***inicial*** = 90 °C

Δt = **-** 54 °F $\Rightarrow$ debido a que el enunciado indica disminución de la temperatura en 54 °F.

Convirtiendo la variación de - 54°F a °C.

$$\Delta °F = 1{,}8\ \Delta °C$$

$$-54\ °F = 1{,}8.\Delta °C \Rightarrow \Delta °C = -30°C$$

Reemplazando datos:

$$-30°C = t_{final} - 90°C$$

$$t_{final} = 60\ °C$$

$$= (60 + 273)\ K$$

	T(K)
Momento de la creación del universo	1.10^{37}
Interior de la estrella más caliente	1.10^{9}
Interior del Sol	1.10^{7}
Corona solar	1.10^{6}
Nebulosa luminosa	1.10^{4}
Superficie de Sol	6.10^{3}
Fusión del tungsteno	$3{,}6.10^{3}$
Ebullición del agua (1 atm)	$3{,}73.10^{2}$
Congelamiento del agua (1 atm)	$2{,}73.10^{2}$
Ebullición del oxígeno (1 atm)	90
Ebullición del helio (1 atm)	4,1
Desmagnetización adiabática de sales paramagnéticas	1.10^{-3}
Desmagnetización adiabática de los núcleos atómicos	1.10^{-6}

Comparación de temperaturas

PROBLEMAS PROPUESTOS

A. ***VERDADERO - FALSO***. Califique cada uno de los siguientes enunciados como falso (F) o verdadero (V), según corresponda:

01. Según el sistema internacional, la unidad de la densidad es kg/m^3. ( )

02. La densidad de 1 g de agua es menor que la densidad de 244 mL de agua a la misma temperatura. ( )

03. La densidad de una mezcla de 2 líquidos miscibles es igual a la suma de densidades de los componentes mezclados. ( )

04. La densidad de una mezcla de dos líquidos miscibles formado por volúmenes iguales es la media aritmética de sus densidades individuales. ( )

05. La densidad es una propiedad aditiva. ( )

06. La temperatura es una propiedad intensiva. ( )

07. El nombre correcto de la escala celsius es "centígrada". ( )

08. A -20°C son numéricamente iguales las lecturas de temperatura de un cuerpo en grados celsius y grados farenheit. ( )

09. Dos cubos del mismo material pero de masas diferentes deben tener densidades diferentes. ( )

10. Una temperatura de 13°F es mayor que una temperatura de - 20°C. ( )

11. La densidad del agua siempre es 1 g/cm^3.
( )

12. Exprese la densidad del agua en kg/m^3.

a) 1 b) 10 c) 100
d) 1 000 e) 0,1

13. La densidad del aceite es de 0,8 g/mL. Exprese dicha densidad en kg/L

a) 0,8 b) 8 c) 80
d) 800 e) 8 000

14. Dado que 140 mL de cloro gaseoso tiene una masa de 0,45 gramos, determine su densidad.

a) $3{,}2.10^{-3}$ g/L b) 0,032 1 c) 3,21
d) 1,61 e) 0,067

15. Calcular la densidad del dióxido de carbono gaseoso, dado que 450 mL tiene una masa de 0,9 gramos.

a) 0,002 g/L b) 2 c) 0,2
d) 20 e) 10

16. ¿Cuál es la densidad de un corcho de forma cúbica cuyo lado es 2 cm con una masa de 2,4 gramos?

a) 1,2 g/cm^3 b) 0,6 c) 0,3
d) 0,5 e) 1

17. ¿Cuántos gramos de glicerina, cuya densidad es 1,25 g/mL contiene un frasco con 125mL de glicerina?

a) 100 g b) 126,25 c) 156,25
d) 181 e) 111

18. ¿Cuál es la densidad del éter, dado que 300 mL tienen una masa de 217,5 g?

a) 0,725 g/mL b) 1,38 c) 0,88
d) 1,21 e) 0,95

19. Calcule la densidad de un líquido, si 18 mililitros de él, tiene una masa de 16 gramos.

a) 8,8 g/mL b) 0,88 c) 1,125
d) 1,5 e) 1,15

20. ¿Cuántos mililitros ocupan 500 gramos de mercurio, dado que la densidad del mercurio es de 13,6 g/mL?

a) 26,8 mL b) 36,8 c) 66,6
d) 24,2 e) 34,5

21. ¿Cuál es la masa de un lingote de plata de forma cúbica y 10 cm de lado, dado que la densidad de la plata es de 10,5 g / mL?
Dato: Vcubo = $(arista)^3$

a) 10,5 kg b) 0,84 c) 10
d) 0,96 e) 1,05

22. ¿Cuál es el lado de un cubo de cobre cuya masa es 7 920 gramos?
Dato: ρ cobre = 7,9 g / cm^3

a) 5 cm b) 8 c) 10
d) 12 e) 7

23. ¿Cuál es el lado de un cubo de aluminio cuya masa es 337,5 gramos, si su densidad es 2,7 g/cm^3?

a) 2 cm b) 4 c) 5
d) 6 e) 10

24. ¿Cuál es el lado de un cubo de oro cuya masa es 19 kg, si su densidad es 19 g/cm^3?

a) 1 cm b) 10 c) 8
d) 12 e) 15

25. ¿ Cuál es la masa de 0,000 2 m^3 de mercurio líquido, si su densidad es 13,6 g/mL?

a) 2,72 kg b) 3,16 c) 4,12
d) 272 e) 316

26. Hallar la densidad de una mezcla formada por volúmenes iguales de agua y glicerina.
Dato: (ρ glicerina = 1,25 g/mL).

a) 1,125 g/mL b) 1,1 c) 1,2
d) 1,05 e) 1,22

27. Hallar la densidad de una mezcla formada por volúmenes iguales de alcohol y etilenglicol.
Dato: (ρ alcohol = 0,8 g/mL) y
(ρ etilenglicol = 1,20g/mL)

a) 1,1 g/mL b) 1,15 c) 1
d) 1,05 e) 0,96

28. Hallar la densidad de una mezcla formada por masas iguales de alcohol y etilenglicol.
Dato: (ρ alcohol = 0,8 g/mL)
y (ρ etilenglicol = 1,20 g/mL).

a) 0,92 g/mL b) 0,85 c) 0,96
d) 1 e) 0,79

29. Hallar la densidad de una mezcla de alcohol y etilenglicol formada en una relación de volúmenes de 2 a 3 respectivamente.
Dato: (ρ alcohol = 0,8 g/mL)
y (ρ etilenglicol = 1,20g/mL)

a) 1,09 g/mL b) 1,04 c) 1,16
d) 0,9 e) 1,40

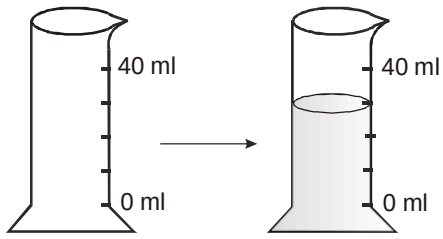
30. El "agua regia" es una mezcla de ***HNO_3*** y ***HCl*** en un proporción volumétrica de 1 a 3 respectivamente. ¿Cuál es la densidad del "agua regia"?
Dato: ρ HNO_3 = 1,4 g/mL, ρ HCl = 1,2 g/mL

a) 1,25 g/mL b) 1,29 c) 1,3
d) 1,35 e) 1,34

31. Un recipiente vacío tiene una masa de 200 gramos. Lleno con agua tiene una masa de 750 gramos, Hallar el volumen del recipiente.

a) 200 cm^3 b) 500 c) 550
d) 450 e) 505

32. Dado el siguiente esquema:

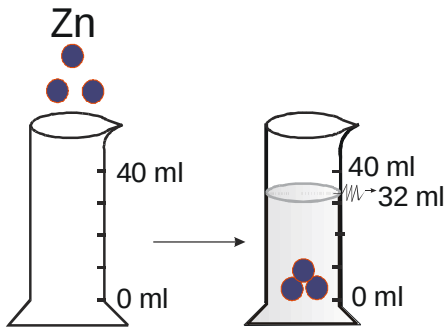


$m_{probeta}$ = 250 g m_{total} = 275 g

Hallar la densidad del líquido.

a) 833 kg/m^3 b) 750 c) 666
d) 850 e) 720

33. En una probeta que contiene 30 mL de agua se introduce granallas de zinc metálico, como se muestra en el gráfico.



$m_{probeta}$ = 250 g m_{total} = 266 g

Según el esquema anterior, determine la densidad del zinc.

a) 1,875 g/cm^3 b) 2 c) 8
d) 7,5 e) 1,5

34. Un recipiente vacío tiene una masa de 250 gramos. Completamente lleno con agua tiene una masa de 850 gramos. Si el recipiente vacío se llena hasta la mitad con un líquido ***X,*** el conjunto tiene una masa de 500 gramos. Determine la densidad del líquido ***X***.

a) 0,833 g/mL b) 0,888 c) 0,991
d) 1 e) 1,02

35. ¿Cuál es la unidad de la densidad según el S.I.?

a) g / mL b) g / cm^3 c) kg / L
d) kg / m^3 e) g/m^3

36. Al dilatarse un cuerpo sólido su densidad disminuye en 0,6 g/mL y su volumen aumenta en un tercio de su valor inicial. ¿Cuál es su densidad inicial?

a) 0,8 g / mL b) 1,9 c) 3,7
d) 1,5 e) 2,4

37. Una probeta contiene 20 mL de agua. Se introduce 20 gramos de granallas de cinc metálico, obsdervándose que el volumen del sistema aumenta a 22,5 mL. Hallar la densidad de cinc.

a) 1 g/mL b) 0,88 c) 8
d) 5,5 e) 6,3

38. La masa de una probeta vacía es 188 gramos. la masa de la probeta llena de gllicerina hasta la mitad de su capacidad es 275,5 g. ¿Cuál es la capacidad de la probeta. Dato: ρ glicerina = 1,25 g / mL.

a) 75 mL b) 140 c) 70
d) 150 e) 180

39. Sabiendo que la densidad de 100 mL de alcohol etílico es 0,8 $g.cm^{-3}$, determine la densidad de 16 mL de alcohol etílico.

a) 0,8 kg/mL b) 80 kg/cm^3 c) 0,8 kg/L
d) 8 kg/L e) 40

40. Si al dilatarse un cuerpo su densidad disminuye en 0,8 g / cm^3 y su volumen varía en 2/3 de su valor inicial. ¿Cuál es la densidad inicial en g / cm^3?

a) 0,4 g/cm^3 b) 0,6 c) 0,8
d) 2 e) 1,8

41. Si: ρ A /B = 1,25, d B/C = 0,2; dC/D = 1,5.
Hallar: ρ A/D.

a) 4 b) 0,4 c) 0,0025
d) 0,1 e) 0,375

42. Convertir 80 °C a grados Farenheit.

a) 144 °F b) 176 c) 112
d) 100 e) 124

43. La temperatura media del cuerpo humano es 37 °C. ¿Qué valor se registraría en un termómetro farenheit?

a) 66,6 °F b) 98,6 c)101
d) 37 e) 121

44. La temperatura promedio del medio ambiente en la tierra es 25°C. ¿Qué valor registra en un termómetro Kelvin?

a) 25 K b) 298 c) 261
d) 77 e) 196

45. La temperatura en Siberia desciende en invierno hasta 223 K. ¿cuál es su valor en grados Celcius?

a)- 40 °C b) - 20 c) 20
d) - 50 e) 30

46. ¿A cuántos grados Celsius, la temperatura de un cuerpo en grados Celsius y en grados Farenheit son numéricamente iguales?

a) 46 °C b) 36 c) - 40
d) -46 e) 67

47. ¿Cuál de las siguientes unidades de temperatura es la unidad oficial del S.I.?

a) Celsius b) Farenheit c) Kelvin
d) Rankine e) Todos

48. ¿Cuál de las siguientes lecturas de temperatura ***no*** presenta significado físico?

a) 1.10^3 °C b) 253 K c) - 4 °C
d) -1 K e) -274 °C

49. Un termómetro en la escala Farenheit registra 68 °F ¿Cuánto registra el termómetro Celsius?

a) 36 °C b) 0 c) 28
d) 100 e) 20

50. La temperatura a la cual empieza a coagularse un huevo es 60 °C. ¿Cuál es el valor de dicha temperatura en grados Farenheit?

a) 68,7 °F b) 108 c) 140
d) 157,3 e) 53,4

51. ¿A qué temperatura la lectura en grados Farenheit de un cuerpo registra un valor numérico doble respecto a lo registrado por el termómetro Celsius?

a) 160 °C b) 250 c) 320
d) 100 e) 80

52. Si la lectura en grados Celsius es 20 unidades mayor que el valor registrado por el termómetro Farenheit, para la temperatura de un cuerpo. Determine dicha temperatura.

a) 188 K b) 198 c) 208
d) 218 e) 245

53. ¿A cuántos grados Celsius se cumple que la diferencia de lecuras de temperatura de un cuerpo en las escalas absolutas es igual a la suma de sus escalas relativas.

a) 82,5 b) 93,5 c) 103,5
d) 110,2 e) 120,5

54. Señale la menor temperatura:

a) 20 °C b) 294 K c) 530 °R
d) 75 °F e) Todos son iguales.

55. ¿Cuál es la temperatura de un cuerpo en grados Celsius, sabiendo que la lectura en ésta escala es 5/4 del valor numérico que registra el termómetro Farenheit?

a) 82,5 b) 93,5 c) -32
d) 110,2 e) 120,5

56. En qué proporción volumétrica se debe mezclar el agua y el etilenglicol para obtener una solución cuya densidad sea 1,12 g/mL.
Dato: ***d*** etilenglicol = 1,20 g/mL

a) 1 a 3 b) 2 a 3 c) 1 a 5
d) 1 a 4 e) 1 a 1

57. Se tiene 22 gramos de alcohol n-propílico cuya densidad es 0,795 g / mL. ¿Cuál es la densidad de 820 mL de alcohol n-propílico?

a) 795 g/mL b) 0,795 c) 632
d) 7,95 e) 79,5

58. La masa de un cuerpo es 5 veces la de otro y su volumen es la mitad de la del segundo. Determine la densidad relativa del primero respecto al segundo.

a) 2,5 b) 10 c) 0,1
d) 0,25 e) 5

59. ¿En qué proporción de volúmenes se deben mezclar el alcohol etílico y la glicerina, para obtener una solución cuya densidad es 1 g/mL?
Dato: ρ alcohol = 0,8 g/mL y
ρ glicerina = 1,25 g/mL

a) 5 / 2 b) 5 / 3 c) 5 / 4
d) 2 / 3 e) 3/2

60. Una aleación de cobre y oro pesan 370 g y tiene un volumen de 30 cm^3. Si las densidades del oro y el cobre son 19 g / cm^3 y 9 g / cm^3 , respectivamente. Hallar la masa de cobre en la aleación.

a) 80 g b) 100 c) 180
d) 300 e) 120

Claves

01.	V
02.	F
03.	F
04.	V
05.	V
06.	F
07.	F
08.	F
09.	F
10.	V
11.	F
12.	d
13.	a
14.	c
15.	b
16.	c
17.	c
18.	a
19.	b
20.	b
21.	a
22.	c
23.	b
24.	b
25.	a
26.	a
27.	c
28.	c
29.	b
30.	a

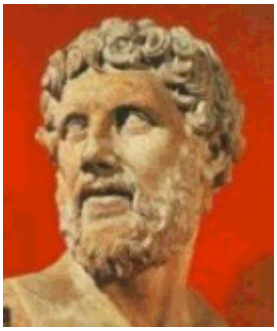
31.	c
32.	a
33.	c
34.	a
35.	d
36.	e
37.	c
38.	b
39.	c
40.	d
41.	e
42.	b
43.	b
44.	b
45.	d
46.	c
47.	c
48.	d
49.	e
50.	c
51.	a
52.	c
53.	b
54.	a
55.	c
56.	b
57.	b
58.	b
59.	c
60.	c

Capítulo

3

ÁTOMO

DEMÓCRITO DE ABDERA



Nació en Abdera en el año 460 antes de Cristo. Se le atribuyen números viajes a Egipto y a la India, entre otros, habiendo adquirido en el curso de ellos conocimientos de Teología, Astrología, Geometría, etcétera. También se le sitúa en Atenas escuchando las lecciones de Sócrates o de Anaxágoras, según recoge Diógenes Laercio: "Parece, dice Demetrio, que también pasó a Atenas, y que por desestima de su propia gloria no se cuidó de ser conocido; y aunque él conoció a Sócrates, éste no lo conoció. "Fui -dice- a Atenas, y nadie me conoció". Se dice también que fue discípulo de Leucipo, a quien se atribuye la creación del atomismo, doctrina defendida por Demócrito. (Sobre la existencia misma de Leucipo hay quienes han llegado a ponerla en duda apoyándose en el desconocimiento prácticamente total que tenemos de él y en afirmaciones como las de Epicuro, quien negaba su existencia.)

ESTRUCTURA ATÓMICA

¡Sonría! Toda la materia en el Universo está hecha de partículas Fundamentales.

HISTORIA DEL ÁTOMO

Durante los siglos VI a IV antes de Cristo, en las ciudades griegas surgió una nueva mentalidad, una nueva forma de ver el mundo no como algo controlado por los Dioses y manejado a su capricho, sino como una inmensa máquina gobernada por unas leyes fijas e inmutables que el hombre podía llegar a comprender. Fue esta corriente de pensamiento la que puso las bases de la matemática y las ciencias experimentales.

Demócrito, uno de estos pensadores griegos, en el siglo IV antes de Cristo, se interrogó sobre la divisibilidad de la materia. A simple vista, las sustancias son continuas. ¿Es posible dividir una sustancia indefinidamente? Demócrito pensaba que no, que llegaba un momento en que se obtenían unas partículas que no podían ser divididas más; a esas partículas las denominó ***átomos***, que en griego significa *indivisible*. Cada elemento tenía un átomo con propiedades y forma específica, distintas a las de otros elementos.
Las ideas de Demócrito, sin estar olvidadas completamente, cayeron en desuso durante más de dos mil años.

ÁTOMO [A = sin, tomo = división]

El átomo es la mínima porción de materia que conserva las propiedades de un elemento químico. Hoy día, sabemos que los átomos no son, como creía Demócrito, indivisibles. De hecho están formados por partículas subatómicas fundamentales. Estas partículas son:

Electrón

Descubierto en 1897 por el físico inglés J. J. Thomson (1856 - 1940). Los electrones son partículas con carga eléctrica negativa que dan origen a la electricidad cuando fluyen en un conductor. El electrón pertenece a la familia de los leptones.

Neutrón

Se encuentra normalmente, como el protón, en los núcleos atómicos. El neutrón no tiene carga eléctrica, está hecho de tres quarks y no es una partícula estable en general. Cuando se encuentra libre, fuera del núcleo, ésta decae en un protón, una partícula beta y un neutrino. Fue descubierto por el físico inglés James Chadwick en 1932. La masa del neutrón es ligeramente mayor que la del protón.

Protón

Es una partícula de carga eléctrica igual a la del electrón pero positiva y con una masa 1836 veces mayor a la del electrón. Un protón está formado por tres quarks y se encuentra normalmente dentro de los núcleos atómicos. En ambientes de muy alta energía como en el Sol, los protones se encuentran libres.

ZONA	***NÚCLEO***		***NUBE ELECTRÓNICA***
Partícula	Protón (p^+)	Neutrón (n°)	Electrón (e^-)
Masa (g)	$1{,}672\ 6.10^{-24}$	$1{,}674\ 9.10^{-24}$	$9{,}109\ 4.10^{-28}$
Masa de uma	1,0073	1,0087	0,000 548 6
Carga absoluta (C)	$+1{,}602.10^{-19}$	0	$-1{,}602.10^{-19}$
Carga relativa	+1	0	-1

Observaciones:

* Respecto a las masas: $m_{n^\circ} > m_{p+} >> m_{e^-}$
  $m_{n^\circ} \sim m_{p+}$
* A los protones, neutrones y electrones se les denominan partículas subatómicas fundamentales, debido a que en cualquier tipo de materia son los mismos e indistinguibles unos de otros.

NÚCLIDO

El término núclido se usa para referirse a las diferentes formas atómicas de un elemento químico formado por un sólo núcleo. Esta representación brinda información de la composición de un isótopo específico.

$$^{A}_{Z}E$$

E : Símbolo del elemento químico
Z : Número atómico
A : Número de masa

NÚMERO ATÓMICO (Z). Denota la carga nuclear de los núclidos. Es decir, el número de protones contenidos en el núcleo atómico. Este número determina la identidad química de un elemento y permite ubicar a los elementos en la tabla periódica .

$$Z = \#\ p^+$$

Si el átomo es eléctricamente neutro:

$$\#\ p^+ = \#\ e^-$$

NÚMERO DE MASA (A). Determina el número de nucleones. Es decir, la suma del número de protones y el número de neutrones contenidos en el núcleo de un átomo.

$$A = Z + \#n^\circ$$
$$\#n^\circ = A - Z$$

IÓN: Es toda especie química con carga eléctrica. Un ***catión*** monoatómico es un átomo cargado positivamente. Esta condición se da cuando un átomo neutro pierde electrones (se oxida).

$^{23}_{11}Na^{1+}$: Catión monovalente

$\#\ p^+ = 11$

$\#\ e^- = 11\text{-}1 = 10$

$\#\ n^\circ = 23\text{-}11 = 12$

Un ***anión*** monoatómico es un átomo cargado negativamente. Esta condición se da cuando un átomo neutro gana electrones (se reduce).

$^{35}_{17}Cl^{1-}$: Anión monovalente

$\# p^+ = 17$

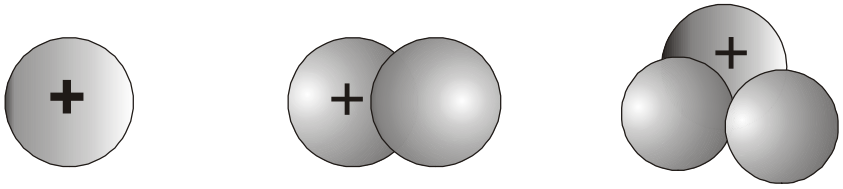
$\#e^- = 17 + 1 = 18$

$\#n° = 35 - 17 = 18$

INTERRELACIÓN DE ÁTOMOS

ISÓTOPOS O HÍLIDOS

Los átomos del mismo elemento pueden tener diferente número de neutrones; los diferentes átomos de cada elemento son llamadas ***isótopos***. Por ejemplo, el isótopo más común del hidrógeno, el protio, no tiene ningún neutrón; también hay un isótopo del hidrógeno llamado ***deuterio***, con un neutrón, y otro, ***tritio***, con dos neutrones.



Protio Deuterio Tritio

¿Puede un átomo tener cualquier cantidad de neutrones?

No; hay combinaciones «preferidas» de neutrones y protones, en las cuales las fuerzas que mantienen la cohesión del núcleo parecen balancearse mejor. Los elementos ligeros tienden a tener tantos neutrones como protones; los elementos pesados aparentemente necesitan más neutrones que protones para mantener la cohesión. Los átomos con algunos neutrones en exceso o no los suficientes, pueden existir durante algún tiempo; pero son inestables.
Los isótopos más comunes son los isótopos del hidrógeno:

Nombre	Protio	Deuterio	Tritio
	$^{1}_{1}H <> H$	$^{2}_{1}H <> D$	$^{3}_{1}H <> T$
Z	1	1	1
$\#e^-$	1	1	1
#n°	0	1	2
A	1	2	3
Masa (en uma)	1,007825	2,0140	3,01605
Abundancia	99,985%	0,015%	radiactivo

ISÓBAROS

Son átomos de elementos diferentes con el mismo número de masa. Sus propiedades físicas y químicas son diferentes.

	$^{40}_{18}Ar$	$^{40}_{19}K$	$^{40}_{20}Ca$
Z	18	19	20
#n°	22	21	20
A	***40***	***40***	***40***

ISÓTONOS

Son átomos de elementos diferentes con el mismo número de neutrones. Sus propiedades físicas y químicas son diferentes.

	$^{55}_{25}Mn$	$^{56}_{26}Fe$
Z	25	26
#n°	***30***	***30***
A	55	56

ESPECIES ISOELECTRÓNICAS

Son especies con la misma configuración electrónica y por consiguiente, con el mismo número de electrones.

$_{17}Cl^{1-}$: $\#e^- = 17 + 1$
$_{20}Ca^{2+}$: $\#e^- = 20 - 2$
$_{18}Ar$: $\#e^- = 18$

ACERCA DE LAS PARTÍCULAS ELEMENTALES

LAS IDEAS BASICAS SON:

Partículas portadoras de fuerza: Cada tipo de fuerza fundamental es «transportada» por una partícula portadora de fuerza (el fotón es un ejemplo).

Partículas materiales: El Modelo Standard establece que la mayoría de las partículas de las cuales tenemos conocimiento están compuestas en realidad de partículas más fundamentales llamadas quarks. Hay otra clase de partículas fundamentales llamadas leptones (el electrón es un ejemplo).

Lo que hace que el Modelo Standard sea tan amplio es el hecho que todas las partículas observadas pueden ser explicadas con:

* 6 tipos de leptones
* 6 tipos de quarks, y...
* 4 partículas portadoras de fuerza

QUARKS	LEPTONES
U (Up)	Electrón
D (Down)	Neutrino - electrón
S (Strange)	Muón
C (Charm)	Neutrino - muón
B (Bottom)	Tau
T (Top/Bottom)	Neutrino - tau

FUERZA	PARTÍCULA PORTADORA
Electromagnética	Fotón
Nuclear Fuerte	Gluón
Nuclear Débil	Bozones: W, Z
Gravedad	Gravitón

Los leptones pueden existir sin necesidad de la compañía de otras partículas. Los quarks, en cambio, sólo se encuentran en grupos. Hasta este momento; no hay evidencias de que los leptones tengan alguna estructura interna o tamaño.

Las próximas partículas materiales que vamos a discutir son los llamados ***quarks***.

PROBLEMAS PROPUESTOS

A. VERDADERO - FALSO. Califique cada uno de los siguientes enunciados como falso (F) o verdadero (V), según corresponda:

01. El electrón fue descubierto por J.J. Thomson. ( )

02. El protón fue descubierto por James Chadwick en 1932. ( )

03. Un átomo de $^{108}Ag(Z=47)$ contiene 47 protones, 47 electrones y 108 neutrones. ( )

04. El electrón está formado por quarks. ( )

05. El protón está formado por quarks. ( )

06. Todos los isótopos de un elemento tienen el mismo número de neutrones. ( )

07. El isótopo más común del hidrógeno es el protio. ( )

08. El tritio es el isótopo más pesado y radiactivo del helio. ( )

09. El neutrón fue descubierto en 1932 por:

a) Dalton. b) Thomson.
c) Rutherford. d) Chadwick.
e) Bohr.

10. El nombre del isótopo que contiene un protón, un neutrón y electrón es:

a) Protio. b) Deuterio. c) tritio.
d) Alfa. e) Positrón.

11. Un núcleo de $^{63}Cu^{2+}$ (Z = 29) contiene:

a) 29 protones, 27 electrones y 34 neutrones.
b) 29 protones, 29 electrones y 34 neutrones.
c) 29 protones y 34 neutrones.
d) 27 protones y 34 neutrones.
e) 27 electrones y 34 neutrones.

12. ¿Cuál de las siguientes partículas ***no*** tiene carga eléctrica neta?

a) Un electrón. b) Un protón.
c) Un átomo. d) Un núcleo.
e) Un nucleón.

13. Si un elemento está formado por varios isótopos, todos ellos tienen:

a) La misma masa.
b) La misma carga nuclear.
c) El mismo número de nucleones.
d) El mismo número de neutrones.
e) El mismo número de positrones.

14. Las especies: F^- , Ne , Na^+ y Mg^{2+} todos tienen el mismo número de:
Dato: Z(F= 9, Ne = 10, Mg =12, Na =11)

a) Protones. b) Isótopos.
c) Neutrones. d) Electrones.
e) Positrones.

15. Los isótopos del hidrógeno se diferencian en:

a) Masa atómica promedio.
b) Carga nuclear.
c) Neutrones.
d) Electrones.
e) Protones.

16. Un átomo de yodo tiene 54 electrones, 74 neutrones y 53 protones. ¿Cuál es la notación química?

a) $^{127}_{53}I$ b) $^{127}_{54}I^{1-}$ c) $^{127}_{54}I$
d) $^{127}_{53}I^{1-}$ e) $^{127}_{53}I^{1+}$

17. ¿Cuál de las notaciones proporciona más información acerca del átomo de sodio?

a) Na b) $_{11}Na$ c) ^{23}Na
d) ^{24}Na e) Todos igual.

18. Los números de electrones de 3 isóbaros eléctricamente neutros suman 242. Además, los números de neutrones suman 262. Hallar el número de masa.

a) 124 b) 168 c) 86
d) 87 e) 81

19. En cierto átomo, el número de neutrones es el doble del número de protones. Si la suma del número de masa y de neutrones es 120. Calcular el número de neutrones que posee.

a) 10 b) 20 c) 30
d) 48 e) 40

20. El símbolo $^{31}P^{+}$ (Z=15) se refiere a una especie que es un isótopo. ¿De cuál de las siguientes alternativas?

	protones	neutrones	electrones
a)	28	13	28
b)	27	15	26
c)	15	13	13
d)	14	13	13
e)	13	13	13

21. La diferencia de los números de masa de dos isótonos es 3 y la suma de sus números atómicos es 21. ¿Cuántos protones tiene el átomo más liviano?

a) 9 b) 10 c) 8
d) 12 e) 7

22. La suma de los números de masa de dos isótopos es 146 y la suma de sus neutrones es 74. ¿Cuántos electrones tiene el elemento en su estado fundamental?

a) 36 b) 45 c) 72
d) 54 e) 18

23. El elemento cloro está formado por dos isótopos naturales: ^{35}Cl y ^{37}Cl, cuyas abundancias están en una relación de 3 a 1 respectivamente. Hallar la masa atómica promedio del elemento cloro.

a) 10 b) 36 c) 35,5
d) 36 e) 36,5

24. La diferencia de números de neutrones de dos isótopos de un elemento es 2 y la suma de los números de masa es 72. ¿Cuántos neutrones tiene el isótopo más pesado, si el átomo neutro de dicho elemento contiene 17 electrones?

a) 16 b) 19 c) 20
d) 11 e) 17

25. Indique correctamente la relación: partícula-característica.

A. neutrón. I. carga eléctrica positiva.
B. protón. II. carga eléctrica negativa.
C. electrón. III. sin carga eléctrica.
D. neutrino.

a) AI, BII, CIII, DI b) AII, BIII, CI, DI
c) AIII, BI, CII, DIII d) AIII, BI, CIII, DIII
e) AII, BI, CIII, DIII

26. Señale verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
* El número atómico define la identidad química de un elemento químico.
* El neutrón es la partícula subatómica más pesada.
* La nube electrónica es la zona de mayor densidad del átomo.

a) VVV b) VFV c) VFF
d) VVF e) FVF

27. Señale verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
* El núcleo atómico es eléctricamente neutro.
* El protón del hidrógeno es más pequeño que el protón del oxígeno.
* La masa del protón es aproximadamente 1836 veces la masa del electrón.

a) VVV b) VFV c) FFV
d) VVF e) FVF

28. El número de masa y el número de protones en un átomo están en la relación de 16 a 7. Si el número de neutrones de su catión pentavalente es 15 unidades mayor que su número de electrones. Determine la carga nuclear de dicho átomo.

a) 30 b) 35 c) 40
d) 45 e) 50

29. El elemento X está formado por dos isótopos cuya diferencia en el número de neutrones es 2. Sabiendo que la masa atómica promedio X del es 63,3; el núclido más liviano tienen una abundancia de 85 % y es isótono con el ^{62}Ni(Z=28). Determinar que relación presenta el núclido más pesado con ^{65}Zn (Z= 30).

a) Isótopos. b) Isóbaros.
c) Isoelectrónicos. d) Isótonos.
e) Isómeros.

30. Los iones E^{2-} y J^{3+} tienen un total de 41 electrones. Si sus nucleones neutros suman 46. Determine el promedio aritmético de sus números másicos.

a) 88 b) 82 c) 44
d) 92 e) 48

31. La suma de los números de masa de los 5 isótopos de un elemento es 360. Si el promedio aritmético de sus neutrones es 39. Determine la carga nuclear de uno de ellos.

a) 33 b) 34 c) 35
d) 36 e) 37

32. La diferencia de los números de masas de dos isótonos es 12 y la suma de sus números atómicos es 72. Determine el menor número atómico.

a) 23 b) 30 c) 37
d) 42 e) 85

33. La suma de los electrones de los iones J^{5-} y L^{4+} es 51. Determine la suma de los electrones de los iones J^{1+} y L^{2+}.

a) 17 b) 35 c) 47
d) 48 e) 51

34. Con respecto a las proposiciones:
I. Los protones y neutrones son denominados nucleones.
II. Los protones, neutrones y electrones se denominan partículas subatómicas fundamentales.
III. El neutrón es la partícula subatómica fundamental mas pesada.
Es correcto afirmar:

a) I y II b) I y III c) II y III
d) Sólo II e) I , II y III

35. Los números másicos de dos isótonos se encuentran en la relación numérica de 7 a 9. Si la diferencia entre sus cargas nucleares es 28. Determine el número de masa del átomo más pesado.

a) 120 b) 122 c) 126
d) 160 e) 204

36. La suma de los números de masa de 3 isótopos es 120 y sus nucleones neutros suman 63. Determine el número de electrones de un ión de este átomo que al oxidarse se transforma en una especie monovalente.

a) 18 b) 19 c) 20
d) 21 e) 22

37. Con respecto a los átomos: $_{8}X$(A=17) y $_{8}Y$(A=18), se puede afirmar que:

I. El neutrón de ***X*** es más pesado que el neutrón de ***Y.***
II. ***X*** e ***Y*** son isótopos.
III. La relación de los protones de ***X*** a ***Y*** es 10 a 9.
IV. Poseen igual número de electrones.

a) I y II b) III y IV c) II y III
d) II y IV e) I y III

38. Con respecto a las siguientes especies:
$^{27}_{13}Al^{3+}$ $^{19}_{9}F^{1-}$
I. El Al^{3+} posee 10 electrones y es isoelectrónico con el F^{1-}.
II. El catión posee 14 neutrones.
III. El anión posee 29 partículas subatómicas fundamentales.
Es correcto afirmar:

a) Sólo I y II b) Sólo I y III c) Solo II y III
d) Sólo II e) I , II y III

39. La suma de los números de masa de dos isótopos es 72. Si en total poseen 38 neutrones, determine la carga nuclear de uno de los isótopos.

a) 17 b) 18 c) 35
d) 37 e) 20

40. Un anión monovalente con 118 partículas subatómicas fundamentales, posee 45 neutrones. Determine su número atómico.

a) 16 b) 18 c) 32
d) 34 e) 36

41. La relación entre el número de masa y el número atómico de un átomo neutro es de 16 a 7. Si posee 45 neutrones, ¿cuántos electrones posee su catión divalente?

a) 43 b) 45 c) 35
d) 37 e) 33

42. En un átomo neutro el número de protones es al número de neutrones como 3 es a 7. Si su número de masa es 80, determine su número atómico.

a) 24 b) 56 c) 32
d) 48 e) 104

43. La diferencia de los números atómicos de dos isóbaros es 2 y la suma de sus neutrones es 42. Determine el número de neutrones del isóbaro con mayor carga nuclear.

a) 18 b) 20 c) 22
d) 24 e) 26

44. La diferencia de los números de masa de dos isótonos es 1 y la suma de sus números atómicos es 69. Determine el número atómico del átomo más ligero.

a) 35 b) 34 c) 33
d) 32 e) 31

45. La suma de los electrones de las siguientes especies isoelectrónicas: S^{2-} y Ca^{2+} es 36. Si el de mayor carga nuclear posee 22 neutrones, determine su número de masa.

a) 16 b) 18 c) 20
d) 38 e) 42

46. La suma de los números de masa de dos isótopos es 42 y su diferencia es 2. Si, además, el número atómico es la mitad del menor número de masa. Determine cuántos neutrones posee el isótopo más pesado.

a) 10 b) 12 c) 15
d) 18 e) 30

47. Determine el número de electrones de un catión divalente, cuyo número de masa es 200 y en el cual la cantidad de protones es a la cantidad de neutrones como 2 es a 3.

a) 78 b) 80 c) 82
d) 118 e) 122

48. Con respecto a las proposiciones, señale verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
    * Los núclidos C-12 y C-14 poseen propiedades químicas similares.
    * Para dos isóbaros: el de mayor carga nuclear presenta menor cantidad de neutrones.
    * Para dos isótonos: la diferencia de sus números másicos es igual a la diferencia de sus números atómicos.

    a) VVV b) VFV c) VFF
    d) VVF e) FVF

49. En un átomo, la diferencia de cuadrados del número másico y el número atómico es 60 veces el número de neutrones. Si, además, el número de protones es al número de neutrones como 3 es a 4. Determine cuántos nucleones posee el átomo.

    a) 37 b) 40 c) 42
    d) 43 e) 45

50. Se tiene tres isótopos con números de masa consecutivos. Si el promedio de dichos números másicos es 16 y el isótopo más pesado posee 10 neutrones. Determine la suma de los neutrones de los otros dos.

    a) 14 b) 15 c) 16
    d) 17 e) 19

51. Completar el siguiente cuadro para las especies isoelectrónicas: K^{1+} S^{2-}

ESPECIE	Z	e^-	A	n°
K^{1+}				21
S^{2-}			34	18

    ¿Qué relación existe entre el catión K^{+1} y el Ca-40 (Z = 20)?

    a) Isótopos. b) Isóbaros. c) Isótonos.
    d) Hílidos. e) Isoelectrónicos.

52. La diferencia de cuadrados entre él número de masa y él número atómico de un átomo neutro es 2580. Si posee 30 neutrones, determine su carga nuclear.

    a) 28 b) 58 c) 86
    d) 114 e) 144

53. Señale la proposición incorrecta:
    a) Todos los átomos tienen protones.
    b) La especie química monoatómica $^{56}_{26}E^{3+}$ tiene 30 neutrones.
    c) El ión $^{31}_{15}P^{3-}$ tiene 18 electrones.
    d) En toda especie química monoatómica neutra, el número de protones es igual al número de electrones.
    e) Todos los átomos siempre tienen protones y neutrones en su núcleo atómico.

54. Responda verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

    I. Históricamente, el neutrón fue la primera partícula subatómica en descubrirse.
    II. Dado que un núcleo puede emitir electrones, el núcleo de un átomo está conformado por protones, neutrones y electrones.
    III. El número de neutrones de un átomo puede calcularse restando el número atómico del número de masa.

    a) VVV b) VFF c) FVV
    d) FVF e) FFV

55. El elemento boro (m.A. = 10,8) está formado por dos isótopos naturales que se diferencian en 1 neutrón. Sabiendo que las abundancias están en una relación de 1 a 4 y el núclido más pesado, es más abundante. Determine el número de masa del isótopo más liviano.

    a) 10 b) 11 c) 12
    d) 13 e) 9

56. Para la especie química: $^{108}_{47}Ag^{+}$, indique la proposición incorrecta:

    a) El número atómico de la plata es 47.
    b) En 10 átomos de plata, existen 610 neutrones.
    c) El catión plata contiene 48 electrones.
    d) El número de nucleones de la plata es 108.
    e) En 10 átomos de plata, existen 470 protones.

57. Señale como verdadero (V) o falso (F) las proposiciones siguientes:
    I. El protón y el neutrón tienen la misma masa.
    II. El $^{23}_{11}Na^{1+}$ y $^{16}_{8}O^{2-}$ el tienen el mismo número de electrones.
    III. El $^{40}_{20}Ca$ y $^{40}_{18}Ar$ tienen igual número de neutrones.

    a) FFF b) FVF c) FVV
    d) VFV e) VVV

58. ¿Cuáles de las siguientes proposiciones son correctas?
    I. En el núcleo, se generan una diversidad de partículas subatómicas.
    II. Los electrones están formados por quarks.
    III. Los electrones pertenecen a la familia de los hadrones.

    a) Sólo I b) Sólo II c) Sólo III
    d) I y III e) II y III

59. Un catión divalente y un anión trivalente poseen igual número de electrones y 71 protones totales. Si el catión posee 50 neutrones. ¿Cuál es el número de masa del catión?

a) 49 b) 76 c) 88
d) 91 e) 33

60. Si un elemento tiene dos isótopos, qué proposiciones son correctas:

I. La masa atómica relativa promedio siempre es mayor que la masa atómica relativa del isótopo más liviano y menor que la masa atómica relativa del isótopo más pesado.

II. Si la masa atómica relativa promedio de un elemento es aproximadamente el promedio de las masas atómicas relativas de sus isótopos; entonces, la abundancia relativa de cada isótopo es aproximadamente 50%.

III. En una determinada cantidad de átomos se encontrará que la mayor parte de estos tienen una masa igual a su masa atómica relativa promedio expresada en uma.

a) II y III b) II c) I y III
d) I y II e) I,II y III

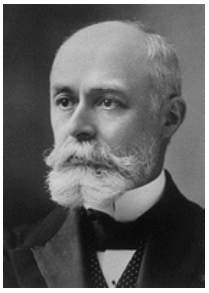
Claves

01.	V
02.	F
03.	F
04.	F
05.	V
06.	F
07.	V
08.	F
09.	d
10.	b
11.	c
12.	c
13.	b
14.	d
15.	c
16.	d
17.	b
18.	b
19.	d
20.	c
21.	a
22.	a
23.	c
24.	b
25.	c
26.	d
27.	c
28.	b
29.	b
30.	c

31.	a
32.	b
33.	c
34.	e
35.	c
36.	a
37.	d
38.	e
39.	a
40.	e
41.	e
42.	a
43.	b
44.	b
45.	e
46.	b
47.	a
48.	a
49.	c
50.	d
51.	b
52.	a
53.	e
54.	e
55.	a
56.	c
57.	b
58.	a
59.	c
60.	d

Capítulo

4 QUÍMICA NUCLEAR



ANTOINE HENRY BECQUEREL (1852 - 1908)

Nacido en París, descubrió la radiactividad natural en 1896 (de forma casual, al estudiar la fosforescencia de las sales de uranio y estableció que se trataba de una propiedad del átomo de uranio) y a ello le debe su fama. Identificó la existencia de dos tipos diferentes de radiación que denominó rayos alfa y beta y demostró que provocan la ionización de los gases. Investigó también la polarización rotatoria magnética y la absorción de la luz por los cristales. La unidad de actividad radiactiva, el becquerel (Bq) le debe su nombre.

LA RADIACTIVIDAD

Las *reacciones químicas* tradicionales ocurren como resultado de la interacción entre los electrones de valencia alrededor del *núcleo* del átomo. Las reacciones nucleares implican trasmutaciones de los núcleos atómicos debido a que no existe una relación ideal neutrón / protón. El descubrimiento de la radiactividad se debe al físico francés Henri Becquerel, al comprobar casualmente en 1896 cómo quedaba impresa una placa fotográfica en la que se habían colocado cristales de uranio y potasio, aun sin la intervención de la luz solar.

La radiactividad supone que las sustancias llamadas radiactivas emiten espontáneamente radiaciones capaces de atravesar la materia, impresionar placas fotográficas o producir ionización o fluorescencia. Poco después del descubrimiento de Becquerel, Marie Sklodowska (Marie Curie) empezó a estudiar la radiactividad y completó en gran medida el primer *trabajo* sobre cambios nucleares. Curie descubrió que la radiación era proporcional a la cantidad de *elementos* radioactivos presentes, y propuso que la radiación era una propiedad de los átomos (al contrario a una propiedad química de un *compuesto*). Marie Curie fue la primera mujer en ganar el Premio Nobel y la primera persona en ganar dos (el primero, compartido con su esposo Pierre y con Becquerel por descubrir la radiactividad; y el segundo por descubrir los *elementos* radioactivos radio y polonio).

LA RADIACIÓN NUCLEAR

Los procesos nucleares naturales emiten tres clases de radiaciones principalmente:

Partículas α : Son núcleos de helio, compuestos por 2 neutrones y 2 protones. Tienen carga eléctrica positiva y se desvían poco al pasar a través de un campo eléctrico o magnético, son emitidos desde el núcleo a una velocidad entre 10 000 y 30 000 km/s.

Cuando un núcleo radiactivo emite una partícula alfa, su número atómico Z disminuye en 2 unidades, y su número de masa en 4 unidades. El nuevo núcleo corresponde a otro elemento químico y el proceso se denomina transmutación.

$$ {}^{A}_{Z}E \rightarrow {}^{A-4}_{Z-2}L + {}^{4}_{2}He^{+2} \quad \text{Desintegración } \alpha $$

Por ejemplo, cuando un núcleo de Uranio 238 (Z=92) emite una partícula alfa, el núcleo hijo es Torio-234 (Z=90).

$$ {}^{238}_{92}U \rightarrow {}^{234}_{90}Th + {}^{4}_{2}He^{+2} $$

Partículas β : Son partículas de naturaleza semejante a los electrones, emitidos desde el núcleo a velocidades comprendidas entre 100 000 y 200 000 km/s, que se desvían fácilmente ante un campo eléctrico o magnético.

Cuando un núcleo emite una partícula β, su número atómico aumenta en 1 unidad, pero el número de masa no varía. Así, cuando Th-234 (Z=90) emite una partícula β, resulta P.a.-234 (Z=91).

$$^{1}_{0}n \rightarrow {}^{1}_{1}p + {}^{0}_{-1}e^{-}$$

$$^{A}_{Z}E \rightarrow {}^{A}_{Z+1}L + {}^{0}_{-1}e^{-} \quad \text{Desintegración } \beta$$

$$^{234}_{90}Th \rightarrow {}^{234}_{91}Pa + {}^{0}_{-1}e^{-}$$

***Rayos* γ** : Son fotones de gran energía. No se trata de partículas, sino de ondas electromagnéticas, como los rayos X o la luz, pero su energía es mucho mayor que ésta debido a tener una longitud de onda mucho menor.
Ninguna partícula es emitida durante la emisión gamma y, por consiguiente, la radiación gamma no causa en sí misma la transmutación de los átomos. Sin embargo, la radiación γ es emitida, generalmente, durante desintegración α o β.

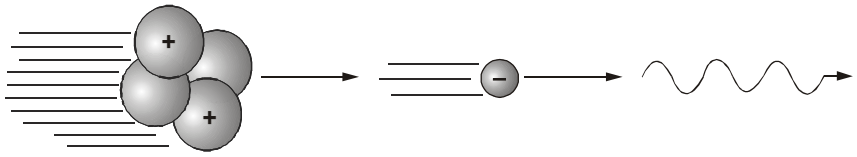
$$^{A}_{Z}E^{*} \longrightarrow {}^{A}_{Z}E + {}^{0}_{0}\gamma$$

NOTA: en toda reacción nuclear se cumplen dos leyes fundamentales:

1. La carga total del núcleo se conserva o permanece constante durante una reacción nuclear. Esto significa que la suma de los subindices (número de cargas eléctricas en los núcleos) para los productos, debe ser igual a la suma de los subindices para los reactivos.
2. De manera similar, el número total de nucleones (protones y neutrones) se conserva o permanece constante durante una reacción nuclear. Esto significa, que la suma de los superíndice (números de masa) para los productos, debe ser igual a la suma de los superíndice para los reactivos.

PODER DE PENETRACIÓN DE LA RADIACIÓN

Las partículas radiactivas tienen diferente poder de penetración en la materia. Así, y tomando como referencia una plancha de aluminio, tenemos:
Partículas α : No son capaces de atravesar la lámina de aluminio de 0,0005 cm. de espesor. Son absorbidos por una hoja de papel o la piel del hombre, que no logran atravesar.
Partículas β : No son capaces de atravesar la lámina de aluminio de 0,005 cm. de espesor. Son absorbidos por el tejido muscular.
Rayos γ : No son capaces de atravesar la lámina de aluminio de 8 cm. de espesor. Son los más peligrosos en toda reacción nuclear.



NOTACIÓN	$^{4}_{2}\alpha$ ó $^{4}_{2}He^{2+}$	$^{0}_{-1}\beta$ o $^{0}_{-1}e$	γ ó $^{0}_{0}\gamma$
NOMBRE NATURALEZA	Partícula alfa Corpuscular	Partícula beta Corpuscular	Radiación gamma Rad. electromagnética
MASA	4.0026 u.	0.00055 u.	0
CARGA	+2	-1	0

Relaciones importantes entre las partículas radiactivas.

VELOCIDAD	$\alpha < \beta < \gamma$
PODER DE PENETRACIÓN	$\alpha < \beta < \gamma$
PODER DE IONIZACIÓN	$\alpha > \beta > \gamma$
MASA	$\alpha > \beta > \gamma$
PELIGROSIDAD	$\alpha < \beta < \gamma$

LA RADIACTIVIDAD ARTIFICIAL

Uno de los experimentos que realizaron los esposos Joliot-Curie en esa época consistió en utilizar su fuente de polonio, elemento emisor de partículas alfa. Bombardearon con partículas alfa una lámina delgada de aluminio y, para determinar la interacción de estas partículas con el aluminio, midieron la forma en que variaba la intensidad de la radiación en el otro lado de la hoja de aluminio. Su sorpresa fue grande cuando encontraron que aún después de interrumpir el bombardeo, la placa de aluminio seguía emitiendo radiación; se dieron cuenta, además, de que la intensidad de la radiación emitida por la placa de aluminio disminuía siguiendo la ley del decaimiento radiactivo encontrada por Rutherford y Soddy, y que la vida media de este material radiactivo era muy corta. ¿Qué era lo que estaban observando? Los Joliot-Curie habían descubierto que la radiactividad se puede producir artificialmente. En realidad, en este experimento habían encontrado una pieza más del rompecabezas del panorama nuclear. Descubrieron que partiendo del aluminio, que tiene 13 protones y 14 neutrones, terminaron con fósforo-30 (15 protones y 15 neutrones).

Así fue como el fenómeno misterioso, que Pierre y Marie Curie habían observado sin poderlo modificar, fue producido artificialmente por su hija y su yerno por medio de una reacción nuclear en la que el núcleo de un átomo había interactuado con una partícula alfa. La Academia de Ciencias de Suecia dio el premio Nobel de Química a Frédéric e Irène Joliot-Curie por sus trabajos sobre la síntesis de elementos radiactivos, siendo éste el tercer premio Nobel concedido a la familia.

* La primera transmutación nuclear la realizó E. Rutherford, en 1919.

$$^{14}_{7}N + ^{4}_{2}He^{+2} \rightarrow ^{17}_{8}O + ^{1}_{1}H^{+}$$

Ecuación nuclear simplificada: $^{14}_{7}N(\alpha, p)^{17}_{8}O$

* En 1932, J. Chadwick descubrió el neutrón bombardeando núcleos de Berilio:

$$^{9}_{4}Be + ^{4}_{2}\alpha \rightarrow ^{12}_{6}C + ^{1}_{0}n$$

Ecuación nuclear simplificada: $^{9}_{4}Be(\alpha, n)^{12}_{6}C$

PRINCIPIO DE EQUIVALENCIA MASA-ENERGÍA.

Hemos dicho que la energía ni se crea ni se destruye, sino que sólo se transforma. El gran «secreto» de la energía atómica es que se obtiene energía de la variación de la masa de los átomos. Esta obtención de energía se basa en la referida fórmula de Einstein:

$$E = mc^2$$

Sustituyendo ***c*** por su valor tenemos: $E = (1 \times 2{,}99776 \times 10^{10})^2 = 8{,}9866 \times 10^{20}$ unidades de energía por cada gramo de masa, lo que equivale a 25 millones de kilowatios/hora (25 Megawatios/hora) de energía por cada gramo de masa transformada.

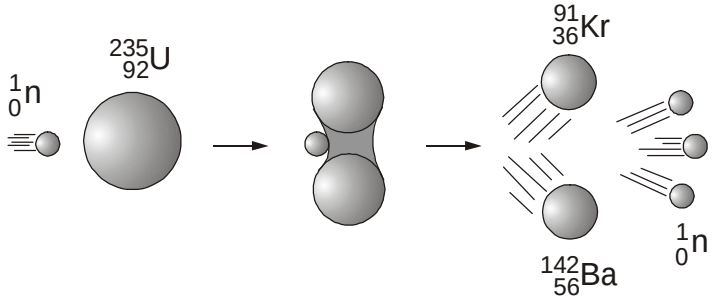
Sin embargo, no toda la masa se transforma en energía, por lo que siempre habrá cierta pérdida de ésta.

1 u.m.a = 9,315 x 10^8 eV = 931,5 MeV

DIFERENCIA ENTRE FISIÓN Y FUSIÓN.

Por la fisión nuclear, un núcleo pesado como el Uranio 235, es dividido generalmente en dos núcleos más ligeros debido a la colisión de un neutrón (recordemos que un átomo se compone básicamente de electrones, protones y neutrones). Como el neutrón no tiene carga eléctrica, es absorbido por el núcleo del Uranio. Al fisionarse éste, libera más neutrones, que colisionan con otros átomos de Uranio creando la conocida reacción en cadena, de gran poder radiactivo y energético. Esta reacción se produce a un ritmo muy acelerado en las bombas nucleares; pero es controlado para usos pacíficos. En la actualidad, se conocen dos núclidos fisionables: ^{235}U y ^{239}Pu.

$$^{235}_{92}U + ^{1}_{0}n \rightarrow ^{142}_{56}Ba + ^{91}_{36}Kr + 3\,^{1}_{0}n$$



Por el contrario, la fusión nuclear es una reacción en la que se unen dos núcleos ligeros para formar uno más pesado. Este proceso desprende energía porque el peso del núcleo pesado es menor que la suma de los pesos de los núcleos más ligeros. Este defecto de masa se transforma en energía, se relaciona mediante la fórmula $E=mc^2$, aunque el defecto de masa es muy pequeño y la ganancia por átomo es muy pequeña, se ha de tener en cuenta que es una energía muy concentrada, en un gramo de materia hay millones de átomos, con lo que poca cantidad de combustible da mucha energía.

No todas las reacciones de fusión producen la misma energía, depende siempre de los núcleos que se unen y de lo productos de la reacción. La reacción más fácil de conseguir es la del deuterio (un protón más un neutrón) y tritio (un protón y dos neutrones) para formar helio (dos neutrones y dos protones) y un neutrón, liberando una energía de 17,6 MeV.

Es una fuente de energía prácticamente inagotable, ya que el deuterio se encuentra en el agua de mar y el tritio es fácil de producir. Son ejemplos de reacciones de fusión nuclear:

$$^{2}_{1}H + ^{3}_{1}H \rightarrow ^{4}_{2}He + ^{1}_{0}n$$

$$^{2}_{1}H + ^{2}_{1}H \rightarrow ^{4}_{2}He + \gamma$$

$$^{1}_{1}H + ^{2}_{1}H \rightarrow ^{3}_{2}He + \gamma$$

PROBLEMAS PROPUESTOS

01. Relacionar correctamente:
I. Partículas positivas.
II. Partículas negativas.
III. Ondas electromagnéticas.
A. Beta.
B. Gamma.
C. Alfa.

a) IA, IIB, IIIC b) IA, IIC, IIIB
c) IB, IIA, IIIC d) IB, IIC, IIIA
e) IC, IIA, IIIB

02. Con respecto a las proposiciones:
I. Los rayos alfa son idénticos a los átomos de helio $(^{2}_{4}He)$.
II. Los rayos beta poseen la misma masa que los rayos gamma.
III. Los rayos gamma poseen naturaleza ondulatoria.
Es correcto afirmar:

a) I y II b) I y III c) II y III
d) Sólo II e) Sólo III

03. Determine las partículas liberadas en la siguiente transmutación nuclear.

$$^{241}_{95}Am + \alpha \rightarrow ^{243}_{97}Bk + ...$$

a) $2\beta^+$ b) $2p^+$ c) $2n°$
d) β e) 3α

04. Al completar la siguiente reacción nuclear:

$$^{238}_{92}U + ^{12}_{6}C \rightarrow ..... + 4n°$$

El núcleo formado es :

a) Pu – 239 (Z = 94)
b) Cf – 246 (Z = 98)
c) Es – 247 (Z = 99)
d) Np – 238 (Z = 93)
e) Th – 234 (Z = 90)

05. Al completar la siguiente ecuación nuclear:

$$^{238}_{92}U \rightarrow ^{238}_{93}Np + ...$$

Señale qué emisión se produjo:

a) α b) β c) β^+
d) n° e) p^+

06. Con respecto a la fusión nuclear, señale verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
* Consiste en la unión de núcleos pesados para formar otros más ligeros.
* Libera más energía que las reacciones de fisión nuclear.
* Estas reacciones son el fundamento de las bombas de hidrógeno.

a) VVV b) VFF c) FFF
d) FVF e) FVV

07. ¿Qué masa de uranio libera 18.10^{20} erg de energía?

a) 1 g b) 2 c) 3
d) 4 e) 5

08. Con respecto a la siguiente ecuación nuclear simplificada:

$$^{98}_{42}Mo(...., n°)^{99}_{43}Tc$$

I. Representa a una desintegración alfa.
II. La partícula que impacta al núclido padre es un deuterón.
III. El núclido padre y el núclido descendiente resultan ser isótonos.
Es correcto afirmar:

a) I y II b) I y III c) II y III d) Sólo III
e) I, II y III

09. Identifique el tipo de reacción nuclear y la especie faltante:

$$^{209}_{83}Bi(\alpha,....)^{210}_{85}At$$

a) Desintegración α , n°
b) Transmutación, $3p^+$
c) Desintegración β , 3n°
d) Transmutación, 3n°
e) Desintegración α , 3n°

10. Identifique el tipo de reacción nuclear y la especie faltante:

$$^{242}_{96}Cm(\alpha,\ldots)^{245}_{98}Cf$$

a) Desintegración α , n°
b) Transmutación, $3p^+$
c) Transmutación , n°
d) Transmutación, 3n°
e) Desintegración α , 3n°

11. Balancear la siguiente ecuación nuclear:

$$^{210}_{88}Ra \rightarrow ^{206}_{86}Rn + ...$$

Señalar la partícula que completa el proceso:

a) Alfa. b) Beta. c) Neutrón.
d) Positrón. e) Protón.

12. Determine el número de neutrones liberados en la siguiente reacción de fisión nuclear:

$$^{235}_{92}U + n° \rightarrow ^{137}_{52}Te + ^{97}_{40}Zr + ...$$

a) 1 b) 2 c) 3
d) 4 e) 5

13. Determine el número de neutrones liberados en la siguiente reacción de fisión nuclear:

$$^{235}_{92}U + n° \rightarrow ^{142}_{56}Ba + ^{91}_{36}Kr + ...$$

a) 1 b) 2 c) 3
d) 4 e) 5

14. Con respecto a las reacciones de fusión nuclear:
I. Son termonucleares.
II. Liberan menos energía que las reacciones de fisión nuclear.
III. Son el fundamento de las bombas de hidrógeno.
Es correcto afirmar:

a) I y II b) I y III c) II y III
d) I, II y III e) Sólo III

15. El Radio – 220 (Z = 88) se desintegra a un núcleo estable por una serie de tres emisiones alfa y dos emisiones beta, no necesariamente en ese orden. Señale el núclido estable que se forma:

a) $^{208}_{80}Hg$ b) $^{210}_{82}Pb$ c) $^{208}_{82}Pb$
d) $^{208}_{84}Po$ e) $^{210}_{84}Po$

16. El neutrón libre es inestable y se desintegra a un protón con una vida media de 10.4 min. ¿Qué otra partícula se forma?

a) Deuterón. b) Alfa. c) Electrón.
d) Positrón. e) Protio.

17. ¿Qué ecuación está mal balanceada?

a) $^{230}_{90}Th \rightarrow \alpha + ^{226}_{88}Ra$
b) $^{234}_{91}Pa \rightarrow \beta + ^{234}_{92}U$
c) $^{210}_{82}Pb \rightarrow \beta + ^{210}_{83}Bi$
d) $^{234}_{92}U \rightarrow \alpha + ^{230}_{90}Th$
e) $^{239}_{93}Np \rightarrow \beta^{+} + ^{238}_{92}U$

18. ¿Cuál de los siguientes núclidos se forman por la emisión de una partícula beta del núclido del uranio – 235($^{235}_{92}U$)?

a) $^{236}_{92}U$ b) $^{235}_{93}Np$ c) $^{239}_{94}Pu$
d) $^{235}_{91}Pa$ e) $^{231}_{90}Th$

19. Con respecto a las proposiciones:
I. La radiactividad es la emisión espontánea de radiaciones, principalmente alfa, beta y gamma de núclidos de átomos estables.
II. Los rayos alfa son de naturaleza corpuscular e idénticos a átomos de helio.
III. Los rayos beta son desviados por campos eléctricos hacia el polo positivo.
Es correcto afirmar:

a) I y II b) I y III c) II y III d) Sólo III
e) I, II y III

20. Con respecto a las proposiciones:
I. La velocidad con la que ocurre una reacción nuclear no depende de factores como la presión o la temperatura.
II. En una reacción nuclear, los átomos no pierden su identidad química.
III. La bomba de hidrógeno se fundamenta en las reacciones de fusión nuclear.
Es correcto afirmar:

d) I y II b) I y III c) II y III
d) Sólo III e) I, II y III

21. Completar adecuadamente la siguiente emisión alfa.

$$..... \rightarrow ^{211}_{82}Pb + \alpha + \gamma$$

a) $^{213}_{84}Po$ b) $^{215}_{84}Po$ c) $^{211}_{85}Po$
d) $^{215}_{80}Pb$ e) $^{218}_{84}Po$

22. El $^{140}_{54}Xe$ al emitir cierto tipo de radiaciones se transforma en un nuevo núcleo, el cual es isóbaro con el núcleo inicial e isótono con el $^{144}_{62}Sm$. Hallar la cantidad y el tipo de radiaciones emitidas.

a) α y 2β b) 4α c) 2α y β
d) 4β e) 3β

23. El elemento 109 sufre una emisión alfa para formar el elemento 107 que a su vez emite también una partícula alfa y forma una nueva especie con 240 nucleones ¿Cuántos neutrones posee el núclido original?

a) 109 b) 210 c) 139
d) 208 e) 104

24. En una reacción nuclear se desprende 5.4×10^{8} ergios. ¿Qué cantidad de materia, en gramos, habría sido transformada en energía?

a) $2{,}4.10^{-12}$ b) $1{,}2.10^{-10}$ c) $6{,}0.10^{-13}$
d) $4{,}8.10^{-14}$ e) $9{,}6.10^{-12}$

25. En la serie de decaimiento radiactivo del torio; el torio – 232 (Z = 90) pierde en total 6 partículas alfa y 4 partículas beta en un proceso de 10 etapas. Determine el número de neutrones del isótopo final producido.

a) 130 b) 126 c) 122
d) 134 e) 118

26. En 1998, los esposos Curie descubrieron un elemento radiactivo al que nombraron Polonio el cual sufre desintegración tipo alfa. ¿Qué elemento produjo la descomposición del Polonio ($^{214}_{84}Po$)?

a) $^{210}_{80}Hg$ b) $^{212}_{80}Hg$ c) $^{210}_{82}Pb$
d) $^{212}_{82}Pb$ e) $^{218}_{86}Rn$

27. Un isótopo $^{b}_{a}Z$ es bombardeado con partículas alfa originándose la especie $^{197}_{79}Au$ y liberándose un neutrón por cada partícula alfa. Determine el valor de a + b.

a) 197 b) 250 c) 269
d) 271 e) 281

28. La suma de los números atómicos de dos isóbaros es 167 y la diferencia de sus neutrones es la unidad. ¿Cuántos neutrones tiene el isóbaro de mayor número atómico, si este al emitir una partícula alfa (α) genera un núclido cuyo número másico es 210?

a) 84 b) 104 c) 130
d) 210 e) 214

29. Un elemento químico posee dos isótopos cuyos números de masa suman 420 y tienen respectivamente 120 y 128 neutrones. Si el isótopo pesado emite una partícula alfa ¿Qué núclido se formará?

a) $^{210}_{86}Rn$ b) $^{210}_{88}Ra$ c) $^{210}_{84}Po$
d) $^{206}_{86}Rn$ e) $^{212}_{84}Po$

30. La suma de los números atómicos de dos isóbaros es 55 y la diferencia de sus neutrones la unidad. ¿Cuántos neutrones tiene el isóbaro con mayor número atómico, si éste libera una partícula β produciendo un núclido con número másico 65?

a) 37 b) 40 c) 41
d) 48 e) 50

31. ¿Cuál de las siguientes propiedades corresponden a las radiaciones gamma (γ)?

a) Su carga es -1.
b) Su carga es +1.
c) Su masa es 1.
d) Son partículas de masa muy pequeñas.
e) Son radiaciones electromagnéticas.

32. Un isótopo $^{a}_{b}Z$ es bombardeado con partículas alfa, originándose la reacción:

$$^{a}_{b}Z + \alpha \rightarrow {}^{197}_{79}Au + \text{neutrón}$$

¿Cuál es el valor de a+b?

a) 197 b) 250 c) 269
d) 271 e) 281

33. ¿Cuántos y qué tipo de isótopos o partículas debería perder el núcleo del $^{238}_{92}U$ para obtener $^{222}_{86}Rn$?

a) 4 Deuterones y 2 partículas β^-.
b) 4 Partículas β^- y 2 partículas α.
c) 8 Deuterones y 10 partículas β^-.
d) 2 Partículas β^- y 4 partículas α.
e) 6 Partículas β^- y 4 partículas α.

34. Las partículas alfa que emite el radio durante su desintegración son paquetes formados por:

a) Un protón y un neutrón.
b) Un electrón y un neutrón.
c) Dos neutrones y dos electrones.
d) Dos electrones y dos protones.
e) Dos protones y dos neutrones.

35. Indicar la expresión correcta, relacionada con la transformación radioactiva de un átomo.

a) Las partículas alfa son de menor masa que las partículas beta.
b) Las partículas beta tienen carga positiva.
c) Los rayos gamma poseen menor velocidad que las partículas beta.
d) Las partículas beta tienen carga negativa y poseen mayor velocidad que las partículas alfa.
e) Las partículas alfa tienen carga positiva y poseen mayor velocidad que las partículas beta.

36. La unión de dos átomos de deuterio para formar el helio con gran desprendimiento de energía, constituye un ejemplo de:

a) Fusión nuclear.
b) Fisión nuclear.
c) Reacción autocatalítica.
d) Reacción isotópica.
e) Disgregación nuclear.

37. Si el núclido $^{53}_{24}Cr$ es bombardeado con un deuterón. ¿Cuántos neutrones posee el núclido formado si se sabe que, además, fue liberado un neutrón?

a) 27 b) 28 c) 29
d) 30 e) 31

38. El periodo de semi desintegración del isótopo $^{24}_{11}Na$ que acusa la radiactividad β^- es igual a 14,8 horas. ¿Cuántos gramos de producto descendiente se forman a partir de 24g de $^{24}_{11}Na$ durante 29,6 horas?

a) 6 g b) 9 g c) 12 g
d) 15 g e) 18 g

39. Con respecto a las radiaciones gamma, beta y alfa, ordenarlas en forma creciente, respecto de sus velocidades.

a) Alfa, gamma, beta.
b) Beta, alfa, gamma.
c) Alfa, beta, gamma.
d) Gamma, alfa, beta.
e) Gamma, beta, alfa.

40. Completar la siguiente reacción nuclear para obtener el carbono-14.

$$^{14}_{7}N + n \rightarrow {}_{6}C + ...$$

a) $^{2}_{2}He$ b) $^{1}_{0}N$ c) $^{1}_{1}H$
d) $^{2}_{1}H$ e) $^{3}_{1}H$

41. Señalar la partícula que no es corpuscular.

a) Alfa. b) Gamma. c) Beta.
d) Positrón. e) Neutrón.

42. Los esposos Curie, descubrieron un elemento aún más radiactivo que el uranio.
Indicar el elemento:

a) Uranio. b) Tritio. c) Hidrógeno.
d) Radio. e) Plutonio.

43. En 1919, E. Rutherford bombardeó al nitrógreno con rayos "α" (alfa) obteniéndose una nueva partícula denominada:

$$^{14}_{7}N + \alpha \rightarrow {}^{17}_{8}O + ¿?$$

a) Protón. b) Neutrón. c) Electrón.
d) Deuterón. e) Positrón.

44. El estroncio - 90 tiene una vida media de 28 años. Si se analizara una muestra de Sr - 90 en 1980 y se encontrara que está emitiendo 240 cuentas por minuto ¿En qué año la misma muestra emitiría 30 cuentas por minuto?

a) 2036 b) 2064 c) 2092
d) 2120 e) 2148

45. Deterninar ¿cuántas desintegraciones "α" y "β" se producen en la siguiente desintegración natural?

$$^{232}_{90}X \rightarrow {}^{224}_{88}Y + ?\alpha + ?\beta$$

a) Dos desintegraciones α y dos β.
b) Solamente dos desintegraciones β.
c) Dos desintegraciones α y una β.
d) Una desintegración α y una β.
e) Una desintegración α.

46. ¿Respecto al siguiente decaimiento radiactivo?

$$^{238}_{92}U \rightarrow {}^{214}_{83}Bi$$

Se puede afirmar:

a) Sólo se han emitido 6 partículas α.
b) Sólo se ha han emitido 3 partículas β.
c) Se han emitido 6 partículas α y 3 partículas β^+.
d) Se han emitido 6 partículas α y 3 partículas β.
e) Sólo se ha han emitido 3 partículas β^+.

47. En la reacción nuclear:

$$^{241}_{94}Pu + n \rightarrow {}^{202}_{82}Pb + a\alpha + b\beta$$

Calcular: $(a+b)$.

a) 18 b) 19 c) 20
d) 21 e) 22

48. ¿Cuántas emisiones α y β respectivamente se deben liberar para que se produzca la siguiente transmutación:

$$^{262}_{99}X \rightarrow {}^{230}_{90}Y + \alpha + \beta ?$$

a) 6 y 8 b) 8 y 7 c) 7 y 9
d) 6 y 15 e) 6 y 9

49. ¿Qué ecuación nuclear está mal expresada?

a) $^{9}_{4}Be + \alpha \rightarrow {}^{12}_{6}C + n$

b) $^{200}_{80}Hg + n \rightarrow {}^{201}_{80}Hg + \gamma$

c) $^{239}_{92}U \rightarrow {}^{239}_{92}U + \gamma$

d) $^{246}_{96}Cm + \alpha \rightarrow {}^{242}_{96}Cm + n$

e) $^{239}_{94}Pu + \beta \rightarrow {}^{239}_{93}Np$

50. Los rayos emitidos por una fuente radiactiva pueden desviarse por efecto de un campo eléctrico. ¿Cuál de las siguientes sentencias es(son) verdadera(s)?

I. Los rayos α se desvían hacia la placa negativa.

II. Los rayos β se desvían hacia la placa positiva.

III. Los rayos γ no sufren desviación.

a) I, II b) II, III c) I, III
d) III e) I, II, III

51. ¿Qué aseveración define adecuadamente a la radiactividad natural?

a) Es la descomposición espontánea del átomo de Uranio o Radio.
b) Es una reacción química espontánea.
c) Es la emisión de electrones de la nube electrónica de un átomo.
d) Es la desintegración espontánea del núcleo atómico de ciertos átomos.
e) Es la emisión de átomos de Polonio de alta penetrabilidad.

52. En el transcurso de una reacción nuclear, 5g de una muestra liberó una energía de $1{,}8.10^{21}$ ergios. Calcule el porcentaje de masa que no sufrió reacción nuclear.

a) 40% b) 60% c) 90%
d) 94% e) 100%

53. En la síntesis de los elementos transuránidos tenemos las siguientes reacciones nucleares:

* $^{238}_{92}U + n \rightarrow {}^{239}_{93}Np + ...$

* $^{239}_{93}Np \rightarrow {}^{239}_{94}Pu + ...$

* $^{239}_{94}Pu + n \rightarrow {}^{240}_{95}Am + ...$

* $^{239}_{94}Pu + \alpha \rightarrow {}^{242}_{96}Cm + ...$

¿Cuántas partículas β^- estan implicadas?

a) 1 b) 2 c) 3
d) 4 e) 5

54. ¿Cuál de los siguientes núclidos no es radiactivo?

a) $^{3}_{1}H$ b) $^{14}_{6}C$ c) $^{222}_{86}Rn$
d) $^{238}_{92}U$ e) $^{40}_{20}Ca$

55. Balancear la ecuación nuclear y dar como respuesta (x+y).

$$^{238}_{92}U \rightarrow {}^{210}_{82}Pb + x\,\alpha + y\,\beta$$

a) 8 b) 11 c) 13
d) 14 e) 15

56. Si se dispone de 10 kg de Plutonio que son transformados en energía obteniéndose $5{,}4.10^{17}$ J. ¿Qué masa de Plutonio no sufrió transformación?

a) 3 kg b) 4 c) 5
d) 6 e) 7

57. En una emisión positrónica, el núclido resultante es respecto al original:

a) Isótono. b) Isótopo.
c) Isóbaro. d) Hílido.
e) Isoelectrónico.

58. Completar las siguientes ecuaciones nucleares:

I. $^{24}_{12}Mg\ (\boldsymbol{n}, ...)\ {}^{24}_{11}Na$

II. $^{10}_{5}B\ (\boldsymbol{n}, ...)\ {}^{3}_{1}H$

III. $^{16}_{8}O\ (\boldsymbol{n}, \alpha) .....$

a) $p^+; {}^{8}_{4}Be; {}^{13}_{6}C$ b) $p^+; {}^{7}_{4}Be; {}^{14}_{6}C$

c) $\alpha; p^+; {}^{14}_{7}N$ d) $\alpha; p^+; {}^{13}_{6}C$

e) $\alpha; {}^{8}_{4}Be; {}^{12}_{6}C$

59. ¿Cuál (es) es(son) correcta(s)?

I. La bomba de hidrógeno se fundamenta en la fusión nuclear.

II. El U-235 al ser bombardeado con neutrones sufre una fisión nuclear.

$$^{235}_{92}U + {}^{1}_{0}n^{\circ} \rightarrow {}^{139}_{56}Ba + {}^{94}_{36}Kr + 3\,{}^{1}_{0}n^{\circ}$$

III. La antigüedad de los fósiles puede ser determinada en base a la desintegración del C-14.

a) I, II, III b) I c) II
d) I y III e) III

60. Completar las ecuaciones nucleares e identificar la alternativa correcta:

I. $^{27}_{13}Al\ (\boldsymbol{\alpha}, ...)\ {}^{30}_{15}P$

II. ..... $(\boldsymbol{n}, \boldsymbol{\alpha})\ {}^{24}_{11}Na$

a) n, β b) n; $^{27}_{13}Al$ c) $\beta^+; {}^{14}_{7}N$

d) $\alpha; {}^{27}_{13}Al$ e) $^{29}_{13}Al; n$

Claves

01.	e
02.	e
03.	c
04.	b
05.	b
06.	e
07.	b
08.	c
09.	d
10.	c
11.	a
12.	b
13.	c
14.	b
15.	d
16.	c
17.	e
18.	b
19.	d
20.	b
21.	b
22.	d
23.	c
24.	c
25.	b
26.	c
27.	d
28.	c
29.	c
30.	a

31.	e
32.	d
33.	d
34.	e
35.	d
36.	a
37.	c
38.	e
39.	c
40.	c
41.	b
42.	d
43.	a
44.	b
45.	a
46.	d
47.	a
48.	b
49.	d
50.	c
51.	d
52.	b
53.	c
54.	e
55.	b
56.	b
57.	c
58.	a
59.	a
60.	b

Capítulo

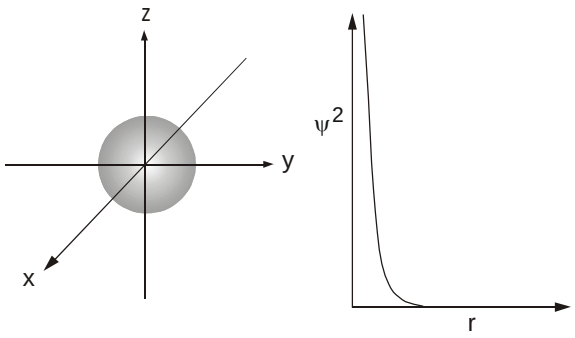
5 NÚMEROS CUÁNTICOS

ERWIN SCHRÖDINGER

(Viena, 1887-id., 1961) Físico austriaco. Compartió el Premio Nobel de Física del año 1933 con Paul Dirac por su contribución al desarrollo de la mecánica cuántica. Ingresó en 1906 en la Universidad de Viena, en cuyo claustro permaneció, con breves interrupciones, hasta 1920. Sirvió a su patria durante la Primera Guerra Mundial, y luego, en 1921, se trasladó a Zurich, donde residió los seis años siguientes. En 1926 publicó una serie de artículos que sentaron las bases de la moderna mecánica cuántica ondulatoria, y en los cuales transcribió en derivadas parciales, su célebre ecuación diferencial, que relaciona la energía asociada a una partícula microscópica con la función de onda descrita por dicha partícula. Dedujo este resultado tras adoptar la hipótesis de De Broglie, enunciada en 1924, según la cual la materia y las partículas microscópicas, éstas en especial, son de naturaleza dual y se comportan a la vez como onda y como corpúsculo.

NÚMEROS CUÁNTICOS

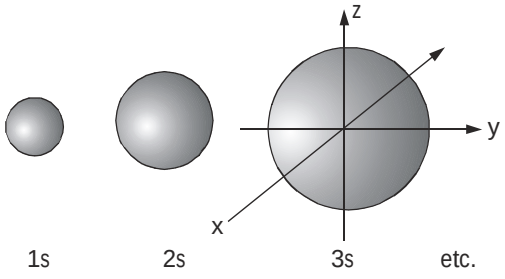
En 1926, Erwin Schrödinger propuso una ecuación, ahora conocida como la ecuación de onda de Schrödinger, que involucra los comportamientos tanto ondulatorios como de partícula del electrón. El trabajo de Schrödinger inició una nueva forma de tratar las partículas subatómicas conocida como ***mecánica cuántica*** o ***mecánica ondulatoria***.



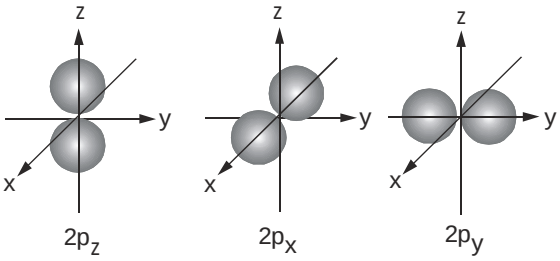
Orbital atómico 1 s.

La solución completa de la ecuación de Schrödinger para el átomo de hidrógeno produce un conjunto de funciones de onda que se denominan ***orbitales***, los cuales quedan definidos por un conjunto de tres números cuánticos: el número cuántico principal, el número cuántico azimutal y el número cuántico magnético.
En 1928, Paul Dirac, reformuló la mecánica cuántica del electrón para tener en cuenta los efectos de la relatividad. Esto dio lugar a la aparición de un cuarto número cuántico: el número cuántico de espín.

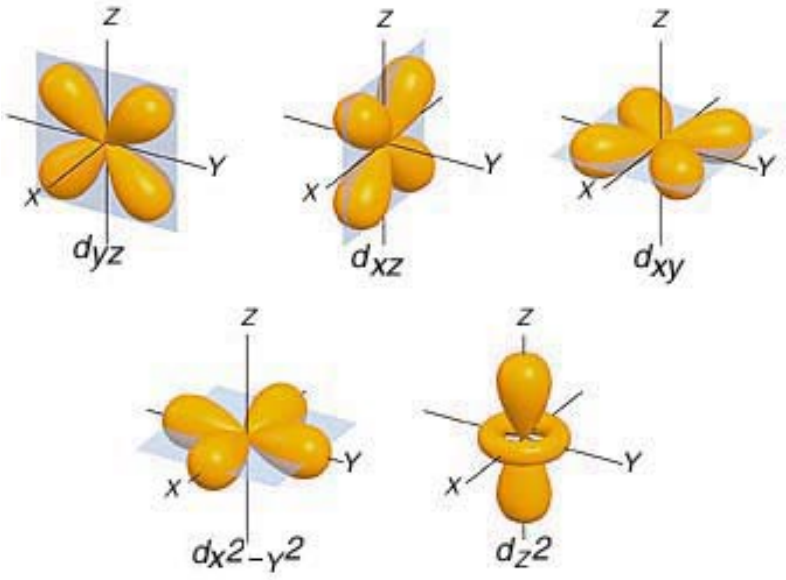
Un ***orbital atómico*** es la región del espacio donde está concentrada el 90% de la densidad electrónica. También se podría decir que es la región del espacio donde existe la máxima probabilidad de encontrar a los electrones.
Todo orbital atómico es ocupado por un máximo de dos electrones.



A: ORBITALES ATÓMICOS S



B: ORBITALES ATÓMICOS P



C: ORBITALES ATÓMICOS D

FIGURA: REPRESENTACIÓN DE LOS ORBITALES.

NÚMERO CUÁNTICO PRINCIPAL (N)

Describe el tamaño del orbital atómico y con ello, los niveles energéticos asociados al electrón.

* Toma valores enteros: 1, 2, 3 ... ∞ ,
* A mayor "***n***", más grandes son las regiones de la densidad electrónica.
* A mayor "***n***", el electrón tiene mayor energía y se encuentra menos "ligado" al núcleo.

n	1	2	3	4	5	6	7	.....	
CAPA	K	L	M	N	O	P	Q	.....	.....

Máximo de orbitales por nivel = n^2

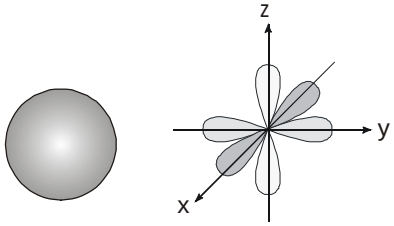
Máximo de electrones por nivel = $2n^2$

NÚMERO CUÁNTICO SECUNDARIO (l)

Describe la forma del orbital atómico y con ello, otra parte de la energía asociada al electrón, a la cual se denomina subnivel de energía.

* El valor del número cuántico secundario depende de "n" y toma valores enteros de ***0*** a (***n-1***) . Así, para n=1 sólo hay un valor posible $\ell = 0$. Para n=2 hay dos valores de ℓ : 0 y 1. Para n=3 hay tres valores posibles de ℓ : 0, 1 y 2.
* Generalmente el valor de l se representa por una letra en vez de por su valor numérico.

l	0	1	2	3	4	5	6	.....	n-1
Subnivel	s	p	d	f	g	h	i	.....	.....



Subniveles: 1s 2p

Figura: orbitales atómicos 1s y 2p.

n = 1 n = 2

$\ell = 0$ $\ell = 1$

de orbitales en un subnivel = $2l + 1$

máximo de electrones en un subnivel = $2(2l + 1)$

NÚMERO CUÁNTICO MAGNÉTICO (m_l)

Describe la orientación espacial del orbital atómico. El número de valores que adopta el número cuántico magnético es igual al número de orbitales que posee un subnivel de energía.

m_l : desde $(-l)$ ……, 0, …….. hasta $(+l)$

* El valor del número cuántico magnético depende de ℓ . Toma valores enteros entre $-\ell$ y ℓ , incluyendo al 0. Para cierto valor ℓ hay $(2\ell + 1)$ valores de m_l.
* Describe la orientación del orbital en el espacio.

Veamos los diferentes orbitales que podemos tener para ***n***=3. Tendremos entonces tres valores de ℓ : 0,1 y 2. Los valores de m_ℓ para cada valor de ℓ se compilan en la tabla siguiente: (los orbitales que comparten los valores de n y ℓ se dicen que pertenecen al mismo subnivel –orbitales degenerados– y todos los orbitales con el mismo "***n***" formarían un nivel).

Cuadro: distribución de los orbitales para n = 3.

l (define la forma) del orbital	Subnivel	m_l (define orientación)	N° de orbitales en el subnivel
0	3s	0	1
1	3p	-1, 0, 1	3
2	3d	-2, -1, 0, 1, 2	5

Los Orbitales degenerados: Son los orbitales energéticamente equivalentes. Por ejemplo, los orbitales $2p_x$, $2p_y$, $2p_z$ tienen la misma energía relativa y constituyen un conjunto de orbitales degenerados, llamado el subnivel 2p. Por lo tanto, un subnivel de energía, es un conjunto de orbitales degenerados.

NÚMERO CUÁNTICO DE ESPÍN (m_s)

Este número cuántico no caracteriza los orbitales atómicos. Describe la interacción entre el campo magnético del electrón y el campo magnético aplicado. Si ambos campos magnéticos se refuerzan (vectorialmente están en el mismo sentido y dirección), se dice que el espín es $+1/2$ y en una descripción clásica, considerando que el electrón fuera una partícula macroscópica giraría en sentido antihorario. Si ambos campos magnéticos se contrarrestan (vectorialmente están en la misma dirección y sentidos opuestos), se dice que el espín es -1/2 y en una descripción clásica, considerando que el electrón fuera una partícula macroscópica, giraría en sentido horario.

Uhlenbeck y Goudsmit, en 1924, aportaron pruebas concluyentes del espín electrónico mediante un experimento en el que los electrones de átomos gaseosos se desdoblaban en dos sentidos opuestos al ser desviados por la interacción con un campo magnético.

$$m_S = \begin{cases} +1/2 \\ -1/2 \end{cases}$$

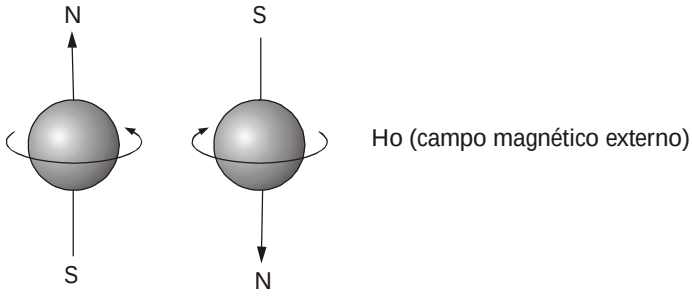


Figura 7.4: Espín electrónico en un campo magnético externo.

La energía relativa de los orbitales atómicos aumenta con la suma ($n + l$)

Según esta regla, la energía de los subniveles aumenta en este orden : ***4s < 4p < 4d < 4f***

Para orbitales con el mismo valor de ($n + l$), la energía del orbital aumenta con el incremento del número cuántico principal, ***n.***

Según esta regla, la energía de los subnibveles aumenta en este orden : ***4f < 5d < 6p < 7s***

PROBLEMAS PROPUESTOS

01. De las siguientes combinaciones de números cuánticos, indique la que ***no*** es solución permitida de la ecuación de Schrödinger.

a) 3, 2, 0, +1/2 b) 7, 0, 0, -1/2
c) 4, 3, -3, +1/2 d) 2, 2, 2, -1/2
e) 5, 4, 3, -1/2

02. Indicar qué representación cuántica es correcta:

a) 2, 2, 0, -1/2 b) 2, 1, -2, +1/2
c) 3, 0, -3, +1/2 d) 4, 2, 2, +1/2
e) 5, 2, -1, -1/4

03. ¿Cuál de las representaciones correspondería un electrón ubicado en el subnivel 5p?

a) 5, 0, 0, +1/2 b) 5, 1, 2, -1/2
c) 5, 2, 2, +1/2 d) 5, 2, 0, -1/2
e) 5, 1, -1, +1/2

04. ¿Cuántas de las siguientes combinaciones de números cuánticos ***no*** son soluciones permitidas de la ecuación de Scrhödringer?

n	***l***	m_l	m_s
3	0	0	+1/2
2	1	1	0
6	5	-3	-1/2
3	2	-1	+1/4
-2	1	0	+1/2
2	2	-2	-1/2
7	4	-3	+1/2
3	1	-1	-1/2
4	0	-1	-1/2

a) 3 b) 4 c) 5
d) 6 e) 7

05. ¿Cuántos electrones están asociados como máximo al número cuántico principal "n"?

a) 2n+1 b) n^2 c) $2n^2$
d) 2n e) n^2+1

06. ¿Qué orbital no presenta significado físico?

a) 3 s b) 4 p_y c) $3f_{z3}$
d) 5 d_{xy} e) 7g

07. Dada la configuración electrónica:

$\underset{np}{\uparrow\!\!\downarrow\ \uparrow\ \downarrow}$ Estamos en contra de:

a) Aufbau. b) Hund.
c) Pauli. d) Heisemberg.
e) De Broglie.

08. ¿Cuántos orbitales existen como máximo en un subnivel ***g***(l=4):

a) 1 b) 3 c) 5
d) 7 e) 9

09. ¿Cuáles serían los posibles números cuánticos que corresponden a un electrón perteneciente al subnivel 4d?

a) 4, 1, 0, -1/2 b) 4, 2, 2, +1/2
c) 4, 0, 0, +1/2 d) 4, 2, -3, -1/2
e) 4, 3, -2, -1/2

10. De acuerdo a la mecánica cuántica, ¿cuántos de los siguientes subniveles son imposibles de existir?
* 6 f * 2 d * 8 s * 5 h * 3 f

a) 1 b) 2 c) 3
d) 4 e) 5

11. Hallar el número de electrones que presentan el estado cuántico (6, x, -2, y) donde ***x*** e ***y*** corresponden al número cuántico secundario y espín respectivamente.

a) 4 b) 6 c) 8
d) 10 e) 12

12. El principio de exclusión de Pauli:

a) Establece que los electrones tienen un comportamiento ondulatorio.
b) Limita el número de electrones que pueden ocupar un orbital a dos.
c) Dice que todos los electrones en un orbital tienen el mismo juego de cuatro números cuánticos.
d) Establece que el número cuántico del espín debe tener valores de -1/2 ó +1/2.
e) Señala que los electrones más cercanos al núcleo son más estables.

13. Determine. ¿Cuántas proposiciones son correctas?
* En el tercer nivel hay como máximo 18 electrones.
* En un orbital "d" hay como máximo 2 electrones.
* El subnivel "p" puede alojar un máximo de 6 electrones.
* Un subnivel "f" presenta 7 orbitales.

a) 0 b) 1 c) 2
d) 3 e) 4

14. ¿Cómo varía la energía de un electrón en un átomo multielectrónico cuando el número cuántico principal es constante?

a) Disminuye con el incremento de *l*.
b) Aumenta con el incremento de *l*.
c) Disminuye sin el aumento de *l*.
d) Aumenta sin el incremento de *l*.
e) La energía queda invariable.

15. ¿Qué combinación de números cuánticos ***no*** está asociado con los siguientes números atómicos?

	n	***l***	m_l	m_s
a) Z=88	7	0	0	+½
b) Z=24	3	0	0	-½
c) Z=38	5	1	0	+½
d) Z=35	3	2	2	-½
e) Z=13	3	1	0	+½

16. ¿Cuántos electrones presentan el estado cuántico (4, 1, x, y) donde x e y representan los valores permitidos de los números cuánticos, magnético y espín, respectivamente?

a) 32 b) 16 c) 10
d) 6 e) 2

17. Señale el posible juego de números cuánticos para un electrón ubicado en un subnivel de mayor energía del tercer nivel.

a) 3, 2, -3, -1/2 b) 3, 1, +1, +1/2
c) 4, 3, -2, -1/2 d) 3, 2, -1, +1/2
e) 4, 3, 0, +1/2

18. Acorde con la mecánica cuántica. ¿Qué subniveles son imposibles de existir?
* 6 g * 5 p * 4 f * 7 h * 6 i

a) 1 b) 2 c) 3
d) 4 e) 5

19. Indicar lo incorrecto respecto a los números cuánticos:

a) El N.C. principal da la idea del tamaño que tiene un orbital atómico.
b) El N.C. secundario da la idea de la foma geométrica de un Reempe.
c) El N.C. magnético determina la orientación del orbital.
d) Los N.C. se obtienen todos al resolver la ecuación de Schröndinger.
e) El N.C. espin indica el sentido de giro del electrón sobre su propio eje.

20. Responder "V" o "F" a las siguientes aseveraciones:
* Los valores ***n, l, m_l,*** corresponden a un subnivel energético.
* Para algunos casos, el número cuántico principal puede tener el mismo valor númerico que el número cuántico azimutal.
* El subnivel "4p" esta caracterizado por: n=4 y $\ell = 0$.
* Un orbital "p" puede contener 6 electrones como máximo.

a) VVFF b) FFVF c) VFVF
d) FVFV e) FFFF

21. De los siguientes enunciados:
I. El concepto de orbital atómico fue propuesto como una consecuencia del principio de incertidumbre.
II. Un orbital es la región espacial donde existe la mayor probabilidad en encontrar un máximo de 2 electrones.
III. Según la ecuación de Schrödinger (1926), las características de un orbital están definidas por los números cuánticos. n, *l*, m_l y m_s.
Son correctas:

a) I y II b) II y III c) I y III
d) I e) II

22. Dadas las siguientes proposiciones:
I. Pauli estableció que, en un mismo átomo, dos o más electrones no pueden tener los 4 números cuánticos iguales.
II. El cuarto nivel de energía tiene como máximo 16 orbitales.
III. El número cuántico m_l determina la forma del orbital.
Establecer la secuencia de verdad (V) o falsedad (F).

a) VFV b) FFF c) FVV
d) VVF e) VVV

23. Un determinado subnivel caracterizado por el número cuántico azimutal "***l***" está formado por un número definido de orbitales. ¿Qué número de orbitales no podría ser asociado al número cuántico azimutal?

a) 1 b) 3 c) 5
d) 11 e) 8

24. Indique la(s) proposición(es) incorrecta(s):
I. "Cuando hay disponibles orbitales de igual energía, los electrones tienden a estar desapareados": Principio de máxima multiplicidad o regla de Hund.
II. "Dos electrones no pueden tener, en ningún sistema orbital, los 4 números cuánticos iguales": Principio de Exclusión de Pauli.
III. $4s^2 3d^5$ $\frac{\uparrow\downarrow}{4s}$ $\frac{\uparrow\downarrow}{3d_{xy}}$ $\frac{\uparrow\downarrow}{3d_{xz}}$ $\frac{}{3d_{x^2}}$ $\frac{}{3d_{x^2-y^2}}$
Configuración correcta por el principio AUFBAU.

a) I b) II c) I y II
d) I y III e) II y III

25. Marcar verdadero (V) o falso (F) según corresponde:

I. En el $_{15}P$ se tiene: [Ne] ⌈↑↓⌉ ⌈↑⌉ ⌈↑⌉ ⌈↑⌉ (3s, 3p)

II. En el $_{13}Al$ se tiene: [Ne] ⌈↑↓⌉ ⌈↑⌉ ⌈ ⌉ ⌈ ⌉ (3s, 3p)

III. En el $_{14}Si$ se tiene: [Ne] ⌈↑↓⌉ ⌈↑↓⌉ ⌈↓⌉ ⌈ ⌉ (3s, 3p)

a) VVV b) VVF c) FFV
d) VFV e) FVF

26. Sabiendo que los números cuánticos para su electrón se listan en el siguiente orden: n, l, m_l , m_s ; diga qué conjunto es imposible para un electrón dentro de un átomo.

a) 4, 2, 0, +1/2 b) 3, 2, -2, -1/2
c) 2, 0, 0, -1/2 d) 4, 3, -2, +1/2
e) 3, 2, -3, +1/2

27. Indique cuántos enunciados son falsos:
* La energía de un electrón en el átomo de hidrógeno sólo depende del número cuántico principal
* La combinación de números cuánticos: 4, 3, 3, -1/2, es solución permitida para el electrón.
* La densidad electrónica en el núcleo de los orbitales 2p es nula.
* Uno de los orbitales 4***f*** está caracterizado por 4, 3, -2.

a) 0 b) 1 c) 2
d) 3 e) 4

28. Para un átomo con 4 niveles de energía. Calcule la suma del máximo y mínimo valor de la expresión:

$$P = (n + \ell + m_\ell)^{2m_s}$$

a) 17,5 b) 10,1 c) $0{,}91\sqrt{10}$
d) 14 e) $1{,}1\ \sqrt{10}$

29. Hallar el máximo valor de:

$$R = \left(\frac{n+\ell}{m_\ell}\right)^{m_s}$$

para todo $m_l \neq 0$ y además donde el mayor valor de "n" puede ser 3.

a) 2 b) 1 c) $\sqrt{5}$
d) $\sqrt{7}$ e) $\sqrt{15}$

30. Se tiene un elemento con número atómico Z=17. Indique qué distribuciones pueden ser correctas, según la distribución de los electrones por orbitales.

I. $[Ne]\,3s^2\ \frac{\uparrow\downarrow}{3p_x}\ \frac{\uparrow\downarrow}{3p_y}\ \frac{\uparrow\downarrow}{3p_z}$

II. $[Ne]\,3s^2\ \frac{\uparrow\uparrow}{3p_x}\ \frac{\uparrow\downarrow}{3p_y}\ \frac{\uparrow}{3p_z}$

III. $[Ne]\,3s^2\ \frac{\downarrow}{3p_x}\ \frac{\downarrow\uparrow}{3p_y}\ \frac{\downarrow\uparrow}{3p_z}$

a) Sólo I b) Sólo II c) Sólo III
d) I y III e) II y III

31. Un orbital tiene como máximo:

a) 3 e^- b) 0 e^- c) 2 e^-
d) 1 e^- e) N.A.

32. De los siguientes subniveles, ¿cuál tendrá mayor energía?

a) 5p b) 4s c) 3d
d) 4f e) 5s

33. Determinar el n.c. magnético para el último electrón de $3d^4$.

a) - 1 b) 0 c) + 1
d) + 2 e) - 2

34. Ordenar de menor a mayor energía relativa los siguientes subniveles:
3s, 3p, 2s, 1s, 4d

a) 4d, 3p, 2s, 3s, 1s
b) 3p, 4d, 3s, 2s, 1s
c) 1s, 2s, 3s, 3p, 4d
d) 1s, 2s, 3p, 3s, 4d
e) N.A.

35. ¿Qué valores puede asumir «ℓ» cuando: n = 2?

a) 2 solamente. b) 1 y 2.
c) Solo 1. d) 0 y 1.
e) 1; 2; 3.

36. Determinar qué valores de números cuánticos son probables para un electrón del orbital «f».

a) n = 4; l = 3; m = - 4; s = + 1/2
b) n = 3; l = 1; m = - 1; s = - 1/2
c) n = 2; l = 2; m = 0; s = + 1/2
d) n = 3; l = 1; m = + 2; s = - 1/2
e) n = 5; l = 3; m = - 2; s = - 1/2

37. ¿Cuántos orbitales vacíos se encuentran presentes en $3p^2$?

a) 0 b) 1 c) 2
d) 3 e) N.A.

38. En los siguientes subniveles, indique el más estable:

a) 7s b) 4d c) 5f
d) 6p e) iguales

39. El número máximo de electrones que pueden albergar los subniveles «s», «p», «f» y «d» son respectivamente:

a) 2; 6; 10; 14 b) 2; 5; 14; 10
c) 2; 6; 14; 10 d) 2; 6; 10; 12
e) N.A.

40. Indicar la cantidad de orbitales apareados que presenta $5p^4$.

a) 1 b) 2 c) 3
d) 4 e) N.A.

41. ¿Qué estado cuántico es posible?

a) 2; 0; - 1; + $\frac{1}{2}$ b) 2; 0; 0; - $\frac{1}{2}$

c) 4; 3; - 4; - $\frac{1}{2}$ d) 5; 1; - 1; - $\frac{3}{2}$

e) N.A.

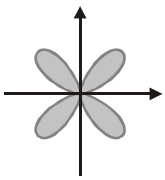
42. Marque verdadero (V) o falso (F) según corresponda en:
* el número cuántico "ℓ" toma los valores: 0; 1; 2; 3; ...; n.
* el valor de «m» determina los subniveles.
* un orbital «d» tiene como máximo 10 e^-.

a) VVV b) FVV c) FFV
d) FFF e) N.A.

43. ¿Cuál es el mínimo valor de «n» para que los valores de «ℓ» sean: 0; 1; 2; 3; ...; (x + 1)?.

a) x b) x + 1 c) x + 2
d) x + 3 e) N.A.

44. El diagrama presenta como número cuántico secundario el valor:



a) 0 b) 1 c) 2
d) 3 e) N.A.

45. Indique los enunciados que no corresponden a los números cuánticos:
I. El n.c. secundario determina el subnivel de energía y la forma del orbital.
II. El n.c. magnético define el orbital donde se encuentra el electrón en un determinado subnivel y la orientación espacial del orbital.
III. El n.c. principal determina el nivel de energía y el tamaño o volumen del orbital.
IV. El n.c. spin nos indica el sentido de giro del electrón alrededor del núcleo.
V. Los 4 n.c. derivan de la ecuación de onda de Shrödinger.

a) Solo I b) Solo II c) I y III
d) IV y V e) I, II y IV

46. Para todo m $\neq$ 0, si pertenece a la capa "M", hallar el máximo valor de "J" en:

$$J = \left(\frac{n+\ell}{m}\right)^s$$

donde "n", "/", "m" y "s" representan los números cuánticos.

a) 2 b) 1 c) $\sqrt{3}$
d) $\sqrt{5}$ e) N.A.

47. Determine el máximo valor que puede tomar la relación:

$\left(\frac{n+\ell}{s}\right)^m$; para: n = 3.

a) 25 b) 50 c) 10
d) 100 e) N.A.

48. ¿Qué proposición es incorrecta?
I. En un determinado nivel, el orden de estabilidad de los subniveles es: f < d < p < s
II. El orbital 1s es el de mayor estabilidad para todos los átomos.
III. Un orbital «f» presenta como máximo 2 electrones.
IV. El orbital «s» presenta forma dilobular.

a) I y II b) Solo IV c) Solo II
d) II y IV e) I y IV

49. ¿Cuántos electrones cumplen con la siguiente expresión de n.c. (5; 3; x; + 1/2)?; donde «x» es la variable?

a) 2 b) 7 c) 14
d) 5 e) N.A.

50. Con respecto a los números cuánticos presentados:
I. 3; 2; + 2;
II. 4; 0; 0;
III. 3; 1; 0;
Señalar lo incorrecto:

a) I posee mayor energía relativa.
b) el orbital en II es de forma esférica.
c) II y III presentan la misma energía.
d) II presenta menor energía relativa.
e) N.A.

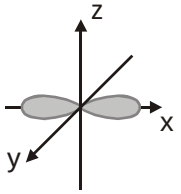
51. El n.c. secundario en $3d^7$ es:

a) 0 b) 1 c) 2
d) 3 e) N.A.

52. ¿Cuántos orbitales desapareados hay en $4d^7$?

a) 1 b) 2 c) 3
d) 4 e) N.A.

53. El diagrama representa el orbital:



a) s b) P_y c) d_{xy}
d) P_x e) N.A.

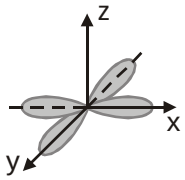
54. ¿Qué secuencia de números cuánticos muestra incorrectamente a un electrón?

I. 4; 0; 0; $-\frac{1}{2}$ IV. 1; 1; - 1; $+\frac{1}{2}$

II. 3; 1; - 2; $+\frac{1}{2}$ V. 2; 1; 0; $-\frac{1}{2}$

III. 2; 0; 0; $-\frac{1}{2}$

55. Para un electrón que se encuentra en el siguiente orbital:



Marque lo incorrecto:

a) El valor mínimo del n.c. principal es n = 3.
b) El único valor del n.c. secundario es ℓ = 2.
c) Los valores posibles del n.c. magnético son: m = - 2; - 1; 0; + 1; + 2.
d) Los valores posibles del n.c. de spin son: + 1/2 ó - 1/2.
e) Representa un orbital «f».

56. Hallar los n.c. para el último electrón del $^{40}_{20}Ca$.

a) 3; 1; +1; -1/2 b) 4; 0; 0; +1/2
c) 4; 0; 0; -1/2 d) 3; 1; -1; +1/2
e) N.A.

57. Se tiene un átomo con 4 niveles de energía, ¿cuál es el máximo valor para : $(n+\ell+m_\ell)^{2m_s}$?

a) 6 b) 8 c) 10
d) 12 e) 7

58. Se tiene un átomo con 5 niveles, calcular el máximo valor para la expresión :

$$E=\left(\frac{\ell-m_\ell}{m_S}\right)^n$$

a) 2^{10} b) 2^{20} c) 2^{30}
d) 2^{16} e) 2^{15}

59. ¿Cuántos electrones como máximo tienen un estado cuántico igual a $\left(n, x, y, -\frac{1}{2}\right)$ donde x e y representan los valores del número cuántico secundario y magnético respectivamente? (Dato : n = 3).

a) 9 b) 16 c) 25
d) 32 e) 50

60. Indicar las proposiciones correctas :
I. Para ℓ = Q se cumple que m_ℓ tomaría (2Q + 1) valores.
II. Si n = 2 el juego de valores de ℓ y m_ℓ son (0,1) y (0 , +1 , -1)
III. Si n = x, entonces ℓ tomará "x" valores.
IV. Para cada valor de "ℓ" existen (2ℓ + 1) valores para "m_ℓ".
V. Para cualquier valor de m_ℓ existe solamente dos valores para m_s

a) Todas b) I, III y V c) II y III
d) Ninguna e) I, V y IV

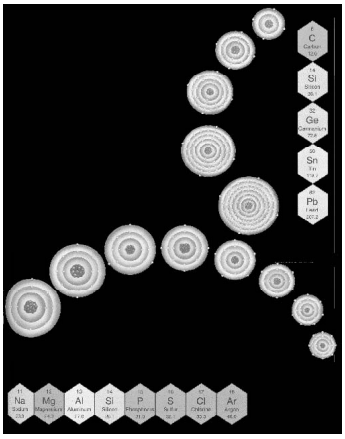
Claves

01.	d
02.	d
03.	e
04.	c
05.	c
06.	c
07.	b
08.	e
09.	b
10.	c
11.	c
12.	b
13.	e
14.	b
15.	c
16.	d
17.	d
18.	a
19.	d
20.	e
21.	a
22.	d
23.	e
24.	c
25.	b
26.	e
27.	b
28.	b
29.	c
30.	e

31.	c
32.	d
33.	c
34.	c
35.	d
36.	e
37.	b
38.	b
39.	c
40.	a
41.	b
42.	d
43.	c
44.	c
45.	d
46.	d
47.	d
48.	b
49.	b
50.	d
51.	c
52.	c
53.	d
54.	IV
55.	e
56.	c
57.	c
58.	e
59.	a
60.	e

Capítulo

6 CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA



CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

La forma como los electrones se distribuyen en los diferentes orbitales de un átomo es su configuración electrónica. La configuración electrónica más estable, o basal, de un átomo es aquella en la que los electrones están en los estados de energía más bajos posibles.

PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI

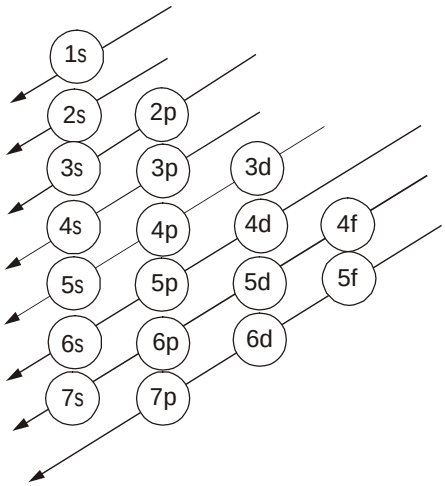
Establece que dos electrones en un mismo átomo no pueden tener los mismos estados cuánticos, es decir, no pueden tener el mismo conjunto de números cuánticos. Por consiguiente, en un orbital atómico pueden existir como máximo dos electrones para lo cual deben tener espines opuestos.

PRINCIPIO DE MÁXIMA MULTIPLICIDAD DE HUND

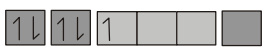
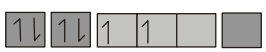
Establece que, al distribuir electrones en orbitales degenerados, se trata de tener el máximo número de electrones desapareados. Es decir, se debe poner un electrón en cada orbital siempre con el mismo espín, y si sobran electrones recién se puede comenzar el apareamiento.

PRINCIPIO DE AUFBAU O DE LA CONSTRUCCIÓN ELECTRÓNICA

Este principio establece que los electrones se distribuyen en los orbitales por orden creciente de sus energías relativas. Es decir, primero se llenan los subniveles de menor energía relativa y así sucesivamente, conforme aumenta la energía relativa.



Orden de llenado de los subniveles de energía.

Elemento	Z	Diagrama de orbitales 1s 2s 2p 3s	Configuración electrónica
H	1		$1s^1$
He	2		$1s^2$
Li	3		$1s^2 2s^1$
Be	4		$1s^2 2s^2$
B	5		$1s^2 2s^2 2p^1$
C	6		$1s^2 2s^2 2p^2$

Configuración electrónica de algunos elementos.

ANOMALÍAS AL PRINCIPIO DE LA CONSTRUCCIÓN ELECTRÓNICA

Se establece que algunas configuraciones como: Cr, Cu, Ag, Au, Mo, no pueden terminar en $ns^2(n-1)d^4$ ó $ns^2(n-1)d^9$. En estos casos, la configuración correcta es $ns^1(n-1)d^5$ ó $ns^1(n-1)d^{10}$. Esto es debido, a que los orbitales ***ns*** y ***(n-1)d*** tienen valores de energía muy próximos y de esta manera tiende a haber más electrones desapareados.
Veamos la configuración del $_{24}Cr$

en teoría: $_{24}Cr$: _____

Pero, en realidad es $_{24}Cr$: _____

PARAMAGNETISMO

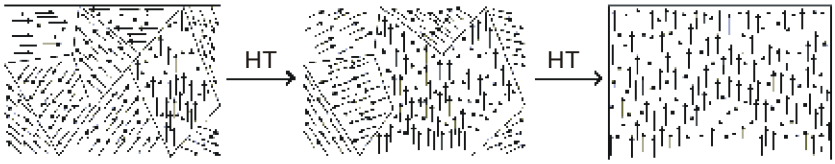
Los materiales paramagnéticos se caracterizan por tener una *susceptibilidad magnética* muy pequeña, *debido a la presencia de electrones desapareados*. Esto es así, porque al aplicar un campo magnético externo, los *momentos magnéticos* atómicos varían, alineándose con el campo y reforzando ligeramente al campo magnético aplicado. Esta alineación es contrarrestada por el movimiento térmico que tiende a desorientar los dipolos magnéticos, razón por la cual, la imantación disminuye con la temperatura.
Los materiales paramagnéticos son materiales atraídos por imanes; pero no se convierten en materiales permanentemente magnetizados.

DIAMAGNETISMO

En 1847 Michael Faraday descubrió que una muestra de bismuto era repelida por un imán potente. A este comportamiento, le denominó diamagnetismo. Se trata de un efecto muy débil, difícil de medir, que presentan algunas sustancias tan comunes como, por ejemplo, el agua, el calcio, el magnesio, etc.
Otra forma de explicar el diamagnetismo es a partir de la configuración electrónica de los átomos o de los sistemas moleculares. De esta forma, el comportamiento diamagnético lo presentan sistemas moleculares que contengan todos sus electrones sin excepción apareados y los sistemas atómicos o iónicos que contengan orbitales completamente llenos. Es decir, los espines de los electrones del último nivel se encontrarán apareados.
Los materiales diamagnéticos no son atraídos por imanes, son repelidos y no se convierten en imanes permanentes.

FERROMAGNETISMO

El ***ferromagnetismo*** es el ordenamiento magnético de todos los momentos magnéticos de una muestra, en la misma dirección y sentido, resultando que el magnetismo puede llegar a ser hasta un millón de veces más intensa que la de una sustancia paramagnética simple.



Dominios magnéticos de un ferromagneto alineándose con un campo creciente.

Los materiales ferromagnéticos son materiales que pueden ser magnetizados permanentemente por la aplicación de un campo magnético externo. Este campo externo puede ser tanto un imán natural o un electroimán. Son los principales materiales magnéticos, ***el hierro, el níquel, el cobalto y aleaciones de estos***.
Si la temperatura de un material ferromagnético es aumentada hasta un cierto punto llamado temperatura de Curie, el material pierde abruptamente su magnetismo permanente y se vuelve paramagnético.

PROBLEMAS PROPUESTOS

01. ¿Qué átomo presenta tres electrones desapareados?

a) $_{11}Na$ b) $_{22}Ti$ c) $_{23}V$
d) $_{26}Fe$ e) $_{86}Ra$

02. En un átomo de cobalto(Z=27) en su estado basal, el número *total* de niveles ocupados por uno o más electrones es:

a) 1 b) 2 c) 3
d) 4 e) 5

03. Considere el átomo de cobalto del problema anterior. El número *total de orbitales* ocupados por uno o más electrones es:

a) 15 b) 12 c) 9
d) 6 e) 7

04. En el estado basal de un átomo de $_{27}Co$ hay ..... electrones *no apareados* y el átomo es.....

a) 3 - paramagnético.
b) 5 - paramagnético.
c) 2 - diamagnético.
d) 0 - diamagnético.
e) 3 - ferromagnético.

05. Hallar la configuración electrónica de un átomo que presenta 12 orbitales llenos. Dar como respuesta el número de electrones desapareados.

a) 1 b) 2 c) 3
d) 4 e) 5

06. ¿Cuál de las proposiciones que a continuación se indican es incorrecta?

a) $\underset{}{\uparrow\downarrow}\ \underset{np}{\uparrow\downarrow}\ \underset{}{\uparrow\uparrow}$ Aquí se viola el principio de exclusión de Pauli.

b) La configuración electrónica de todos los elementos están regidos por la regla del serrucho

c) $1s^2 2s^1 2p^1$ Aquí se viola el principio de Aufbau

d) El elemento cuya combinación de números cuánticos de sus dos electrones externos es: 3, 0, 0, $\pm 1/2$; tiene la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.

07. Dar el número de electrones que se encuentran en el tercer nivel (n=3) para un elemento que tiene 25 electrones.

a) 13 b) 11 c) 9
d) 15 e) 17

08. El elemento cromo (Z=24) tiene electrones no apareados en números de:

a) 2 b) 4 c) 6
d) 5 e) 1

09. El átomo del cloro, en su última órbita giran: (N° átomico 17).

a) 5 electrones. b) 7 electrones.
c) 6 electrones. d) 4 electrones.
e) 8 electrones.

10. Determinar el número de electrones de la última capa para el átomo de Rubidio, si contiene 37 nucleones con carga positiva:

a) 1 b) 2 c) 3
d) 4 e) 5

11. Hallar el número atómico de un átomo que contiene 11 electrones caracterizados por $\ell = 2$.

a) 35 b) 21 c) 38
d) 39 e) 40

12. Determinar los electrones en subniveles "d" del átomo de Yodo, si presenta 53 protones.

a) 6 b) 10 c) 16
d) 20 e) 30

13. Para la configuración electrónica del Arsénico (Z=33). Indique el número de electrones de valencia, orbitales llenos y orbitales semillenos.

a) 5, 10, 1 b) 5, 15, 2 c) 5, 15, 3
d) 3, 15, 3 e) 3, 16, 2

14. Un átomo presenta 13 electrones en su cuarto nivel y además es isótono con el $^{102}_{50}Sn$. ¿Cuántos nucleones tiene?

a) 95 b) 82 c) 66
d) 49 e) 43

15. Determinar la cantidad de orbitales llenos que tiene un átomo cuya capa "M" se encuentra semillena.

a) 8 b) 20 c) 10
d) 9 e) 3

16. Determinar la proposición falsa:

a) Si el último electrón distribuido se caracteriza por $\psi = (3, 0, 0, -1/2)$, entonces el número atómico del átomo es 12.

b) En la distribución: $\frac{\uparrow\downarrow}{1s}\ \frac{\uparrow}{2s}\ \frac{\uparrow}{2p_x}\ \frac{\uparrow}{2p_y}\ \frac{\uparrow}{2p_z}$ se incumple con el principio de Aufbau.

c) El $_{15}P$ posee 3 orbitales semillenos.

d) El átomo $_{20}Ca$ es paramagnético.

e) La distribución:

$[Kr]\ \frac{\uparrow}{5s}\ \frac{\uparrow\downarrow}{4d_{xy}}\ \frac{\uparrow\downarrow}{4d_{xz}}\ \frac{\uparrow\downarrow}{4d_{yz}}\ \frac{\uparrow\downarrow}{4d_{x^2-y^2}}\ \frac{\uparrow\downarrow}{4d_{z^2}}$ corresponde a la Ag (Z=47).

17. Determine la carga nuclear de un átomo que posee 6 electrones desapareados y 5 niveles de energía.

a) 24 b) 23 c) 64
d) 42 e) 52

18. ¿En qué casos se representa la configuración correcta?

I. $_{24}Cr^{3+} \Rightarrow [Ar]4s^1 3d^2$

II. $_{29}Cu^{+} \Rightarrow [Ar]\ \underset{3d}{\uparrow\downarrow\ \uparrow\downarrow\ \uparrow\downarrow\ \uparrow\downarrow\ \uparrow\downarrow}$

III. $_{47}Ag^{+} \Rightarrow [Kr]\ \frac{\uparrow}{5s}\ \frac{\uparrow\downarrow}{}\ \frac{\uparrow\downarrow}{}\ \frac{\uparrow\downarrow}{4d}\ \frac{\uparrow\downarrow}{}\ \frac{\uparrow\downarrow}{}$

a) Sólo I b) II y III c) I y III
d) Sólo III e) I,II y III

19. Señale verdadero (V) o falso (F) cada proposición:

I. El $_{26}Fe$ es un elemento diamagnético.

II. El $^{12}_{6}C$ en su estado basal es paramagnético.

III. Un elemento paramagnético tiene todos sus electrones desapareados.

IV. El $_{28}Ni$ es ferromagnético.

a) FVFV b) FVVV c) VFVV
d) VVFV e) VVFF

20. De la siguientes configuraciones electrónicas, indique la incorrecta:

a) F^- (Z=9) $1s^2 2s^2 2p^6$

b) Cl^- (Z=17) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^1$

c) Ca(Z=20) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3s^2 3p^6 4s^2$

d) Ar(Z=18) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

e) Br(Z=35) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p_x^2 4p_y^2 4p_z^1$

21. Determine, ¿qué especie es diamagnética?

a) $_{26}Fe$ b) $_{26}Fe^{2+}$ c) $_{26}Fe^{3+}$
d) $_{30}Zn$ e) $_{11}Na$

22. Identificar los cuatro números cuánticos del electrón desapareado del Rubidio(Z= 37).

a) 4,2,-2,+1/2 b) 5,1, 0,+1/2
c) 3,0,0,-1/2 d) 5,0, 0,+1/2
e) 3,2,-1,-1/2

23. Los cuatro números cuánticos de octavo electrón del Oxígeno Z=8 son:

a) n=2, l=1, m_l=1, m_s=-1/2
b) n=2, l=1, m_l=2, m_s=1/2
c) n=2, l=1, m_l=0, m_s=1/2
d) n=2, l=2, m_l=1, m_s=1/2
e) n=2, l=0, m_l=0, m_ss=1/2

24. La molécula del Flúor está formada por dos átomos, los que están unidos por un enlace covalente. ¿Cuántos electrones tendrá cada átomo de la molécula del Flúor en su órbita de valencia?

a) 8 y 8 b) 8 y 6 c) 7 y 6
d) 6 y 6 e) 7 y 7

25. ¿Cuál es el número atómico del elemento Símbolo D: configuración electrónica por niveles: 2, 8, 16, 2

a) 28 b) 24 c) 10
d) 2 e) 18

26. ¿Cuántos electrones no apareados habrá en un ion X^{2+} con Z=14?

a) 3 b) 1 c) 0
d) 2 e) 4

27. ¿Cuál de las siguientes configuraciones es la correcta para el Argón, si presenta 18 protones?

a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$

e) $1s^2 2s^2 3p^6 4s^2 5p^6$

28. ¿Qué átomo presenta 1 electrón de valencia?

a) $_{22}Ti$ b) $_{30}Zn$ c) $_{47}Ag$
d) $_{14}Si$ e) $_{53}I$

29. Determinar el número de masa de un átomo, si presenta 17 electrones en los subniveles "p" y 45 nucleones neutros.

a) 78 b) 80 c) 85
d) 90 e) 94

30. Un átomo X es isótono con ^{70}Y(Z=32) e isóbaro con ^{66}Z. Determine cuántos electrones posee X^{3+}.

a) 29 b) 25 c) 26
d) 31 e) 17

31. Para la configuración electrónica de la especie: $^{65}_{30}Zn^{2+}$. ¿Qué electrón no se ubica en dicha configuración?

a) 3, 2, +2, -1/2 b) 3, 2, -1, -1/2
c) 3, 2, 0, -1/2 d) 4, 0, 0, -1/2
e) 3, 1, -1, -1/2

32. Sabiendo que las especies isoelectrónicas son aquellas que tienen el mismo número de electrones y la misma configuración, ¿qué especies no son isoelectrónicas?

a) $_{56}Ba^{2+}$ y $_{53}I^-$ b) $_{23}V^{2+}$ y $_{21}Sc$
c) $_{21}Sc^{3+}$ y $_{17}Cl^-$ d) $_{19}K^{1+}$ y $_{20}Ca^{2+}$
e) $_{17}Cl^-$ y $_{18}Ar$

33. Respecto al $_{82}Pb$ ¿ Qué proposicion es falsa?
a) El átomo de plomo es paramagnético.
b) Presenta 4 electrones de valencia.
c) Su configuración electrónica por niveles es: 2, 8, 18, 32, 18, 4
d) El átomo de plomo presenta 4 electrones desapareados.
e) Su configuración electrónica es: [Xe] $6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^2$

34. ¿Cuántos de los siguientes elementos ***no*** tienen una configuración electrónica que pueda ser prevista por el principio de construcción de AUFBAU?
I. $_{23}X$ II. $_{29}X$ III. $_{80}X$
IV. $_{79}X$ V. $_{42}X$ VI. $_{82}X$

a) 2 b) 3 c) 4
d) 5 e) 6

35. Determine los enunciados correctos con respecto a los orbitales atómicos.
a) Los orbitales ***p*** de un mismo nivel son idénticos en tamaño y forma; pero diferentes en orientación y energía.
b) Todos los orbitales ***d*** de un mismo nivel son degenerados y diferentes en orientación y forma.
c) La energía total de un átomo sólo depende de la suma de la energía de los orbitales externos a él.

a) FVF b) FFF c) VFV
d) VVF e) VVV

36. ¿Cuál es la configuración electrónica del ión Sn^{4+} (Z=50)?

a) [Kr] $5s^2\ 4d^{10}\ 5p^2$ b) [Kr] $5s^2\ 4d^{10}\ 5p^0$
c) [Kr] $5s^0\ 4d^{10}$ d) [Ne] $3s^0\ 3p^0$
e) [Kr] $5s^2\ 4d^8$

37. Una especie química posee 16 orbitales llenos en su configuración electrónica y 40 neutrones en su núcleo. Indique su número de masa.

a) 56 b) 72 c) 74
d) 76 e) 78

38. Señalar la alternativa incorrecta:

a) $_6C : 1s^2 2s^2 p_x^1 2p_y^1$

b) $_{28}Ni^{+2} : [Ar] 4s^0 3d^8$

c) $_{47}Ag : [Kr] 5s^1 4d^{10}$

d) $_{12}Mg^{2+} : [Ne]$

e) $_9F^{1-} : 1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^1$

39. Determinar ¿La distribución electrónica del $_{29}Cu^{2+}$?

a) $[Ar]4s^2 3d^9$ b) $[Ar]4s^1 3d^9$
c) $[Ar]4s^0 3d^9$ d) $[Ar]4s^0 3d^{10}$
e) $[Ar]4s^1 3d^8$

40. La razón entre la carga nuclear y el número de nucleones es 7/16; si, además, presenta el máximo número atómico con dos subniveles principales llenos. Calcule el total de neutrones de dicho átomo.

a) 40 b) 45 c) 55
d) 60 e) 65

41. ¿Cuál de las siguientes proposiciones es incorrecta?

a) $_7N$ presenta 3 orbitales semillenos.
b) El Ti (Z=22) es un átomo paramagnético.
c) En la distribución: $[Ne]\ \frac{\uparrow\downarrow}{3s}\ \frac{\uparrow\downarrow}{3p_x}\ \frac{\uparrow}{3p_y}$ se viola el principio de máxima multiplicidad.
d) Las especies: $_{20}Ca$ y $_{22}Ti^{2+}$ son isoelectrónicos.
e) En la distribución: $[Ar]\ \frac{\uparrow\uparrow}{4s}$ se incumple con el principio de Exclusión de Pauli.

42. Si el número másico de un átomo es 108 y presenta 4 orbitales llenos en el cuarto nivel. Señalar el número de neutrones existente, considerando la máxima configuración posible.

a) 60 b) 62 c) 80
d) 65 e) 90

43. El ión J^{2+} tiene el mismo número de electrones que el ion X^{3+}, cuyo último electrón distribuido, presenta los números cuánticos (3 , 2, -1 ,-1/2). Determinar los problables números cuánticos del último electrón distribuido para el ion J^{2+} .

a) (3 , 2 , 1 , +1/2) b) (4 , 1 , 0 , - 1/2)
c) (3 , 2 , -1 , +1/2) d) (3 ,2 , -1 , -1/2)
e) (4 , 1 , 1 , +1/2)

44. El siguiente cuadro presenta los números cuánticos de los electrones: último, penúltimo y antepenúltimo en la configuración del Flúor. (Z=9)

Electrón	n	l	m	s
Último	A	D	G	J
Penúltimo	B	E	H	K
Antepenúltimo	C	F	I	L

¿Qué relación es incorrecta?

a) D=F b) J≠L c) B≠E
d) A<E e) G≠J

45. Identificar un elemento ferromagnético:

a) Z=55 b) Z=27 c) Z=32
d) Z=18 e) Z= 23

46. La suma del número másico y número atómico es 136. Determinar el número de neutrones; si se sabe, además, que en su cuarto nivel posee 14 electrones.

a) 47 b) 68 c) 48
d) 89 e) 92

47. La suma de los número atómicos de dos isótonos ***X*** e ***Y*** es 18. Si sus números de masa son el doble y el triple de sus respectivos números atómicos. Determine, ¿cuántos electrones desapareados presenta el átomo Y?

a) 1 b) 2 c) 3
d) 4 e) 5

48. ¿Cuál de las siguientes configuraciones de iones monoatómicos es incorrecta?

a) $_{29}Cu^{2+}$: $[Ar]4s^0 3d^9$

b) $_{9}F^{-}$:$1s^2 2s^2 3p^6$

c) $_{23}V^{3+}$:$[Ar]3d^2$

d) $_{24}Cr^{3+}$:$[Ar]3d^4$

e) $_{26}Fe^{3+}$:$[Ar]3s^1 3d^4$

49. En base a los siguientes átomos o iones: $_{3}Li$, $_{12}Mg$, $_{18}S$, $_{30}Zn$, $_{56}Ba$, $_{29}Cu^{2+}$, $_{26}Fe^{3+}$

Responda verdadero (V) o falso (F) a las siguientes proposiciones:
I. Existen más paramagnéticos que diamagnéticos.
II. Los 2 iones son paramagnéticos.
III. El Mg es diamagnético.

a) VVV b) VFF c) FVV
d) FVF e) FFF

50. Si un átomo cumple la siguiente relación:

$A = 2\sqrt{Zn^\circ}$ donde:
A = número de masa
Z = número atómico
n° = cantidad de neutrones
Además tiene 5 electrones en su 5to nivel. ¿Cuál es el valor del número másico?

a) 51 b) 76 c) 95
d) 100 e) 102

51. Un elemento tiene átomos con la siguiente distribución electrónica:

$$[Xe]\ ns^x\ (n-1)\ d^y\ (n-2)\ f^z\ np^w$$

Teniendo, además, sólo 3 electrones en su última capa. Hallar el valor de:

$$U = x+y+z+w+n$$

a) 31 b) 33 c) 35
d) 37 e) 39

52. El número de neutrones de un átomo "x" excede en dos a la semisuma de sus electrones y protones. Además su carga nuclear excede en uno a la carga nuclear máxima de un átomo "y" que tiene 2 subniveles "p" llenos. Hallar la cantidad de nucleones del átomo "x".

a) 130 b) 140 c) 74
d) 160 e) 175

53. El número de masa de un catión divalente es 62. Si en su 3er nivel tiene 16 electrones, determinar los números cuánticos del electrón desapareado, de otro átomo que es isótono con dicho ión, si su masa es $1{,}0465.10^{-22}$ g. (Considere $m_p+ = m_n o$).

a) (4,2,2, -1/2) b) (4,2,-2, +1/2)
c) (3,2,0, -1/2) d) (4,0,0, +1/2)
e) (4,2,0, +1/2)

54. De las siguientes proposiciones, indicar cuáles son verdaderas (V) o falsas (F), en el orden en que se presentan.
I. El espectro de emisión se produce cuando el electrón absorbe energía.
II. El número cuántico principal que corresponde a un subnivel " f " es n=4.
III. No hay diferencia entre la definición de órbita y orbital.

a) FFF b) FVF c) FVV
d) VVV e) VFV

55. Se tiene 3 isótopos de un elemento "x" cuyos números de masa suman "a" y la cantidad total de neutrones es "b" si uno de los isótopos posee "c" electrones en la cuarta capa y 2<c<8. ¿Qué relación puede establecerse entre a, b y c?

a) a-b-3c = 84 b) a+b+c=72
c) a-b-3c = 90 d) a+b-3c=54
e) a-b+3c = 84

56. Determine si las especies $_{37}Rb$ ó $_{39}Y^{2+}$ presentan la misma configuración electrónica.

a) Sí. b) No. c) Tal vez.
d) Faltan datos. e) Imposible saber.

57. El primer estado excitado se refiere a la configuración más próxima al estado fundamental y, al mismo tiempo, de más alta energía. Escribir la configuracion electrónica correspondientes al primer estado excitado del $_{38}Sr$.

a) $[Kr]5s^2$ b) $[Ar]\ 5s^14d^1$
c) $[Kr]5s^14d^1$ d) $[Kr]5s^15p^1$
e) $[Kr]5s^14d^2$

58. A continuación, se dan las configuraciones correspondientes a un estado excitado de algunos átomos neutros. Escriba las configuraciones para el estado fundamental de cada uno de ellos.

I.- (K, L, M) $4p^3$ II.- (k, L, M) $4s^2\ 4p^6\ 4d^4$
I II

a) $[Ar]4s^23d^{10}4p^1$ $[Kr]5s^24d^4$
b) $[Ar]4s^23d^{10}4p^1$ $[Kr]5s^24d^2$
c) $[Ar]4s^23d^{10}4p^3$ $[Kr]5s^24d^2$
d) $[Kr]4s^23d^{10}4p^1$ $[Kr]5s^14d^5$
e) $Ar]4s^23d^{10}4p^1$ $[Kr]5s^14d^5$

59. En el siguiente grupo de elementos, existen algunos que no cumplen las reglas de configuración electrónica, identifíquelos. Señale, además, el que presenta mayor paramagnetismo: $_{21}Sc$, $_{26}Fe$, $_{29}Cu$, $_{42}Mo$, $_{47}Ag$, $_{53}I$, $_{82}Pb$, $_{55}Cs$.

a) Fe, Cu, Ag - Fe b) Sc, Mo, Ag - Ag
c) Cu, Mo, Ag - Cu d) Cu, Mo, Ag - Ag
e) Cu, Mo, Ag - Mo

60. Un ión x^{b+} tiene "a" electrones en el cuarto nivel, $8 < a < 18$. Determine, ¿cuánto electrones tiene x^{+2}?

a) 30 + a + b d) 30 + a - b
b) 28 + a + b e) 28 + a - b
c) 32 + a + b

Claves

01.	c
02.	e
03.	b
04.	e
05.	c
06.	b
07.	a
08.	c
09.	b
10.	a
11.	d
12.	d
13.	c
14.	a
15.	c
16.	d
17.	d
18.	b
19.	a
20.	b
21.	d
22.	d
23.	a
24.	e
25.	a
26.	c
27.	c
28.	c
29.	b
30.	b

31.	d
32.	b
33.	d
34.	b
35.	a
36.	c
37.	c
38.	e
39.	c
40.	b
41.	d
42.	d
43.	d
44.	d
45.	b
46.	c
47.	b
48.	e
49.	a
50.	e
51.	b
52.	c
53.	d
54.	a
55.	a
56.	b
57.	c
58.	b
59.	e
60.	b

Capítulo

7 TABLA PERIÓDICA

MENDELEIEV, DIMITRI IVÁNOVICH (1834-1907), químico ruso conocido sobre todo por haber elaborado la tabla periódica de los elementos químicos. Esta tabla expone una periodicidad (una cadencia regular) de las propiedades de los elementos cuando están dispuestos según la masa atómica.

Nació en Tobolsk, (Siberia). Mendeleiev intentó clasificar los elementos según sus propiedades químicas. En 1869 publicó la primera versión de la tabla periódica. En 1871, publicó una versión corregida en la que dejaba espacios vacíos para elementos todavía desconocidos. Su tabla y sus teorías ganaron una mayor aceptación cuando posteriormente se descubrieron tres de estos elementos: el galio, el germanio y el escandio.

Entre las investigaciones de Mendeleiev, también hay que mencionar el estudio de la teoría química de la disolución, la expansión térmica de los líquidos y la naturaleza del petróleo. En 1887, emprendió un viaje en globo en solitario para estudiar un eclipse solar.

En 1890, abandonó la universidad como consecuencia de su postura política partidaria de reformas sociales.

CRONOLOGÍA

Döbereiner, en 1817 y 1829, publicó algunos artículos en los cuales examinaba las propiedades de un conjunto de elementos a los que denominó ***Triadas:***

Si los elementos de propiedades similares se clasifican en triadas y en función creciente a sus masas atómicas, se observa que la masa atómica del segundo elemento es aproximadamente igual al promedio de las masas atómicas de los otros dos elementos del conjunto

TRIADA	Li	Na	K
Masa Atómica	7	23	39

$$\text{m.A.(Na)} = \frac{7 + 39}{2} = 23$$

En 1864, el químico inglés ***J. A. R. Newlands*** dispuso a los elementos conocidos en orden de su masa atómica creciente observando que el octavo elemento tenía propiedades similares al primero.

Newlands denominó a este arreglo ***"Ley de las Octavas"***. Comparó esta relación con las octavas de la notas musicales. Desafortunadamente, la relación real no es tan simple como supuso Newlands. Su trabajo pareció forzado y no fue tomado seriamente por otros químicos.

	do	***re***	***mi***	***fa***	***sol***	***la***	***si***
1ra Octava	Li	Be	Be	C	N	O	F
2da Octava	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
3ra Octava	K	Ca	.....	.....	.....	.....	.....

En 1869, Dimitri Ivanovich ***Mendeleiev*** y J. ***Lothar Meyer*** publicaron, independientemente, tablas periódicas similares. En ambas tablas, los 63 elementos conocidos aparecen ordenados en función creciente de sus masas atómicas. Se colocaron de manera que los elementos con propiedades similares estuvieran en línea horizontal. En 1871, Mendeleiev revisó su tabla y clasificó 8 grupos de elementos químicos, que colocó en columnas verticales formadas por elementos similares químicamente. Los elementos de estos grupos fueron elegidos basándose en la composición de sus óxidos comunes.

Aunque esto, no es del todo correcto, en esta proposición se presentan problemas; por ejemplo, varios pares de elementos vecinos violan la Ley de Mendeleiev. Por ejemplo, la masa atómica del argón (39,95 u) es mayor que la del potasio (39,1 u) Si los elementos se hubieran ordenado solamente de acuerdo a la masa atómica creciente, el argón debería aparecer en la posición que ocupa el potasio actualmente. Dichas discrepancias sugirieron que otra propiedad, diferente a la masa atómica debería ser la base de la periodicidad observada.

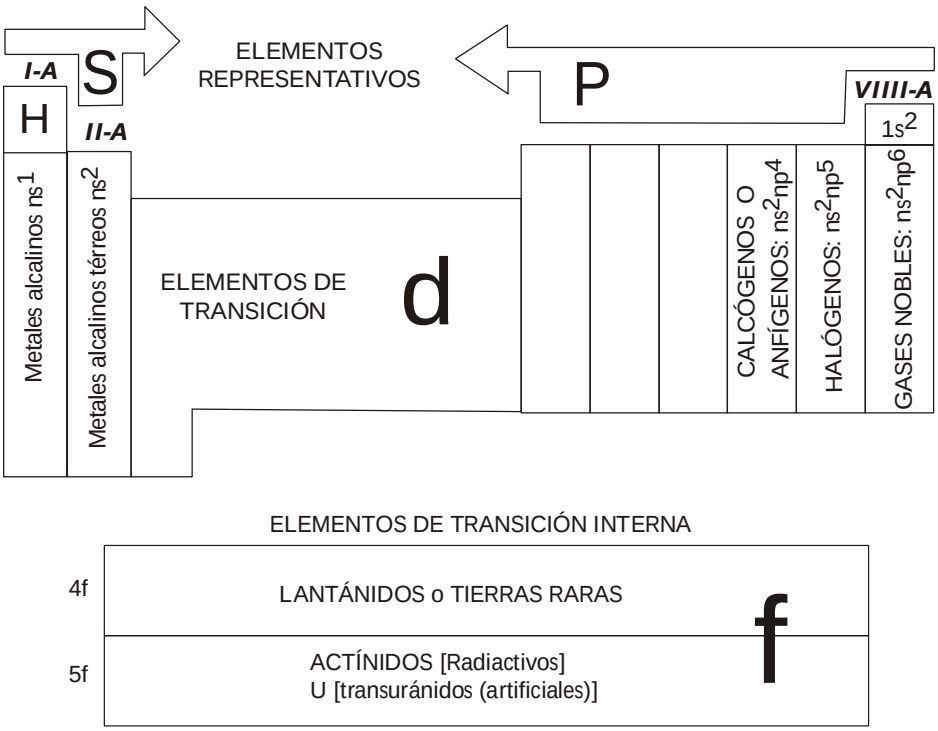
En 1914, ***H. Moseley***, un joven físico que trabajaba con Rutherford, publicó los resultados de varios experimentos en los que bombardeó sucesivamente 42 elementos sólidos diferentes con rayos catódicos en un tubo al vacío, con el objeto de producir rayos X de diferentes longitudes de onda. Las frecuencias de los rayos X emitidos cuando los rayos catódicos golpean un ánodo metálico puro dependen del metal que forma el ánodo. Cada ánodo, produce diversas frecuencias de rayos X. Moseley encontró que estas frecuencias varían en el orden en que los elementos metálicos aparecen en la tabla periódica.
Con muy pocas excepciones, Moseley encontró que el número atómico aumenta en el mismo orden que la masa atómica. De esta manera se corrigieron las inconsistencias que presentaba el ordenamiento periódico de Mendeleiev.
Como resultado del trabajo de Moseley, la ***Ley periódica actual*** puede expresarse de la siguiente manera: *"Las propiedades de los elementos son función periódica de sus números atómicos"*.

																	2 He
4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
20 Ca		21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
38 Sr		39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
56 Ba	*	71 Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
88 Ra	**	103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Uub	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	117 Uus	118 Uuo

Lantánidos	*	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb
Actínidos	**	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No

Alcalinos	Alcalinotérreos	Lantánidos	Actínidos	Metales de transición
Metales del bloque p	Metaloides	No metales	Halógenos	Gases nobles

La Tabla Periódica actual es el ordenamiento de los elementos químicos en forma creciente de sus números atómicos.
Los ***periodos*** son sucesiones horizontales de elementos químicos. A lo largo de un periodo (de izquierda a derecha), aumenta el número atómico. En los elementos que pertenecen a un mismo periodo se observa una variación gradual de sus propiedades químicas. La Tabla Periódica actual presenta 7 periodos.
Los ***Grupos*** son sucesiones verticales de elementos químicos. Los elementos que pertenecen a un mismo grupo deberían presentar propiedades químicas similares, debido a que tienen el mismo número de electrones de valencia, en el mismo tipo de orbitales atómicos.
Existen dos grandes familias de elementos químicos. Los elementos de la familia ***A*** se denominan ***elementos Representativos*** o Típicos. Los elementos de la familia ***B*** se denominan ***elementos de Transición.***



FAMILIA A : ELEMENTOS REPRESENTATIVOS: está formado por los elementos que, en su configuración electrónica, terminan en un subnivel "s" o "p".

$ns^2\ np^y$	***n***: Periodo: Nivel más externo 2***+y***: Grupo: Suma de electrones

GRUPO	***FAMILIA***	***NIVEL EXTERNO***
IA	Alcalinos *	ns^1
IIA	Alcalinos térreos	ns^2
IIIA	Térreos o Familia del Boro	ns^2np^1
IVA	Familia del Carbono	ns^2np^2
VA	Familia del Nitrógeno	ns^2np^3
VIA	Anfígenos o calcógenos	ns^2np^4
VIIA	Halógenos	ns^2np^5
VIIIA	Gases nobles **	ns^2np^6

(*) Excepto el Hidrógeno (Z=1) cuya configuración electrónica es $1s^1$.

(**) La configuración electrónica del Helio (Z=2) es $1s^2$

FAMILIA B : ELEMENTOS DE TRANSICIÓN: Está formado por los elementos que en su configuración terminan en un subnivel "d".

$ns^x\ (n-1)d^y$	***n: Período***: Nivel más externo ***x+y: Grupo***: Suma de electrones del mayor nivel, más los electrones del subnivel "***d***" cuando tienen menos de 10 electrones. Si la suma anterior es más de 8, se considera grupo VIII-B.

Principales grupos:

GRUPO	FAMILIA	NIVEL EXTERNO
VIIIB	Elementos Ferromagnéticos	Fe, Co, Ni
IB	Elementos de Acuñación	$ns^1 (n-1)d^{10}$
IIB	Elementos de Puente	$ns^2 (n-1)d^{10}$

METALES DE TRANSICIÓN INTERNA

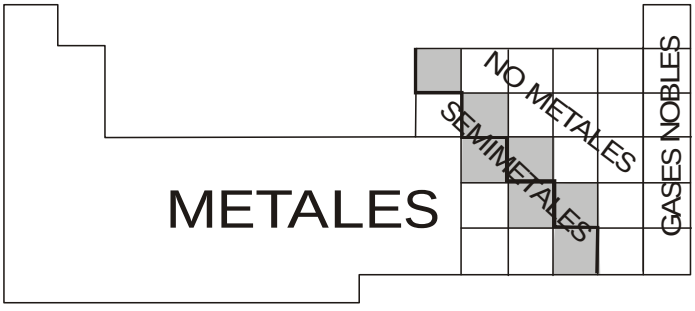
Las dos filas de la parte inferior de la tabla periódica se conocen como metales de transición interna.

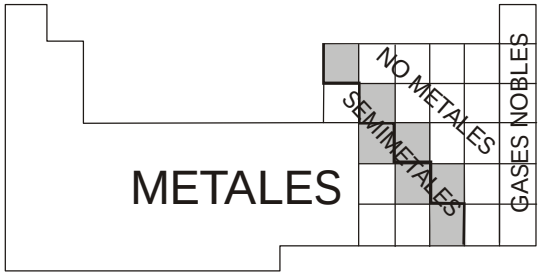
Lantánidos. Llamados también tierras raras y son elementos cuyos números atómicos están comprendidos entre 58 y 71. Estos elementos completan el llenado del subnivel 4f.

Actínidos. Son elementos cuyos números atómicos están comprendidos entre 90 y 103. Estos elementos completan el llenado del subnivel 5f. Todos son radiactivos, y partir del uranio (transuránidos), todos son artificiales.
Los lantánidos y los actínidos, cada una de estas familias, tienen propiedades químicas tan similares que resulta difícil separarlos químicamente. A diferencia de los metales de transición, estos elementos son blandos y maleables.

PROPIEDADES GENERALES DE LOS METALES Y LOS NO METALES

METALES	NO METALES
* Son opacos a la luz y presentan brillo metálico; su coloración varía en tonalidades de gris, excepto el cobre que es rojizo y el oro que es amarillo. * Los sólidos son maleables y dúctiles * Son buenos conductores del calor y la electricidad. La plata es el mejor conductor de la electricidad, seguida del cobre y el oro. * Tienden a oxidarse (son agentes reductores) para formar cationes. * A 25°C son sólidos, excepto el mercurio, que es líquido a temperatura ambiente. * Sus puntos de fusión y ebullición son variables desde relativamente bajos, hasta relativamente altos. * Presentan elevadas densidades.	* Los sólidos suelen ser quebradizos, con una escala de dureza variable. * Son malos conductores del calor y la electricidad (buenos aislantes). * Tienden a reducirse (agente oxidantes) para formar aniones. * Los no metales tienen bajos puntos de fusión y ebullición. * Sus estados de agregación a 25°C: Gases: Monoatómicos: He Ne Ar Kr Xe Rn Diatómicos: H_2 N_2 O_2 F_2 Cl_2 Triatómicos: O_3 Líquido: Br_2 El resto de los no metales son sólidos. * Los no metales forman moléculas poliatómicas (O_2, S_8, Se_8, F_2, Cl_2), y se encuentran bajo diversas formas alotrópicas: el oxígeno se encuentra como O_2 y O_3, en la naturaleza; el carbono se encuentra como grafito y diamante.




METALES
SEMIMETALES
NO METALES
GASES NOBLES

PROBLEMAS PROPUESTOS

A. Prueba ***OPCIÓN LÓGICA***. Determinar si cada una de las siguientes proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F), según corresponda:

01. Los no metales típicamente se encuentran bajo diversas formas alotrópicas. ( )

02. Los no metales típicamente se encuentran como moléculas poliatómicas. ( )

03. Todos los gases nobles son inertes químicamente. ( )

04. El hidrógeno pertenece a la familia de los alcalinos. ( )

05. Todo elemento que termina en ns^2 pertenece a la familia de los alcalinos-térreos. ( )

06. Los elementos Z= 51 y Z = 15 pertenecen al mismo grupo que el elemento Z=33 ( )

07. Los elementos Z= 55 y Z=11 reaccionan violentamente con el agua. ( )

08. Los elementos Z= 38 y Z=56 tienden a formar cationes divalentes. ( )

09. El elemento, Z=49 pertenece a la familia del boro. ( )

B. Prueba ***OPCIÓN MÚLTIPLE***. Determinar la alternativa correcta:

10. Completar el siguiente párrafo, respecto a un elemento de la tabla periódica:
"El elemento ..... , es sólido blanco plateado que se oscurece cuando se deja expuesto al aire, reacciona violentamente con el agua y no se encuentra al estado libre en la naturaleza".

a) Cobre b) Plata c) Oro
d) Sodio e) Yodo

11. El ....., es un metal que conserva su brillo metálico, dúctil, maleable, conductor de la electricidad y se le puede encontrar al estado libre en la naturaleza, debido a su baja reactividad química.

a) Oro b) Calcio c) Cesio
d) Flúor e) Berilio

12. El ..... es un elemento líquido de color rojizo, olor picante y asfixiante cuya volatilidad elevada lo hace peligroso ya que ataca a los ojos, a los ductos nasales, produciendo, además, quemaduras severas al entrar en contacto con la piel. El cuerpo humano sólo puede soportar 0,1 ppm de éste elemento sin efectos adversos.

a) Sodio b) Bromo c) Cesio
d) Cloro e) Flúor

13. Los ..... son elementos de gran carácter metálico cuyo color varía en tonalidad de blanco plateado , reaccionan con el agua para formar hidróxidos de fórmula $M(OH)_2$, reaccionan con el oxígeno para formar óxidos de fórmula MO, y no se les encuentra al estado libre en la naturaleza. Esta descripción corresponde a los:

a) Alcalinos. b) Alcalinos-térreos.
c) Halógenos. d) Calcógenos.
e) Gases nobles.

14. Los gases nobles son elementos monoatómicos de gran estabilidad química, razón por la cuál, se le usa como atmósfera inerte en muchas reacciones y se les encuentra en el aire atmosférico, ***excepto***:

a) Helio. b) Neón. c) Argón.
d) Kriptón. e) Radón.

15. Identificar como verdadero (V) o falso (F) según corresponda, a las siguientes proposiciones:
* Los no metales son dúctiles y maleables.
* Los metales tienen tendencia a ganar electrones y formar cationes.
* Los gases nobles son monoatómicos.

a) FFV b) FVF c) VVF
d) VFV e) FFF

16. Sea la siguiente triada de Döbereiner:

	S	***Se***	***Te***
m.A.:	32	79	-

Estimar la masa atómica aproximada del teluro.

a) 124 b) 126 c) 128
d) 130 e) 126,7

17. Completar el siguiente párrafo:
..... propuso un ordenamiento de los elementos en función creciente a sus pesos atómicos, observando que cada octavo elemento repetía aproximadamente las propiedades del primero.

a) Newlands b) Mendeleiev
c) Meyer d) Döbereiner
e) Moseley

18. Las octavas de Newlands ordenan los elementos en "sucesiones" de ..... elementos:

a) 3 en 3 b) 8 en 8 c) 9 en 9
d) 7 en 7 e) 5 en 5

19. La ley Periódica de los elementos dice que:

a) Las propiedades de los elementos son función periódica de sus pesos atómicos.
b) Las propiedades de los elementos son función de sus números de masa.
c) Las propiedades de los elementos son función de sus números atómicos.
d) Las propiedades de los elementos son función de su número de moléculas.
e) Las propiedades de los elementos son función del número de isótopos.

20. Los elementos de la tabla actual son ordenados de acuerdo a:

a) Sus números atómicos.
b) Pesos atómicos.
c) El número de electrones de valencia.
d) La carga nuclear de los átomos de los elementos.
e) Del número de nucleones.

21. Dos características físicas de los metales son:

a) Disuelven en el agua y son quebradizos.
b) Son conductores del calor, electricidad y presentan elevadas densidades.
c) Presentan altos puntos de fusión y elevadas conductividades eléctricas.
d) Presentan bajos puntos de fusión y bajas conductividades eléctricas.
e) Presentan bajas densidades y son malos conductores de la electricidad.

22. Los metales preciosos: plata, oro y platino, se denominan así debido:

a) A su elevada reactividad.
b) A su elevada dureza en la escala de mohs.
c) A su solubilidad en ácido sulfúrico.
d) Conservan su brillo metálico.
e) A su fácil capacidad de oxidación.

23. En la tabla periódica, hay un grupo de elementos que se denomina no metales. Estos se caracterizan por algunas propiedades generales:

a) Se encuentran formando cristales monoatómicos.
b) Son dúctiles, maleables y reflejan la luz.
c) Son malos conductores de la electricidad y se presentan en la naturaleza bajo diferentes formas alotrópicas.
d) Sus densidades son elevadas y son buenos conductores del calor.
e) Sus combinaciones con el oxígeno forman óxidos básicos típicamente.

24. ¿Qué propiedad ***no*** caracteriza a los metales?

a) Son dúctiles, maleables, y conductores de la electricidad.
b) Debidos a sus bajos potenciales de ionización pueden actuar como agentes reductores.
c) Los átomos tienden a ganar electrones para formar iones positivos.
d) Son sólidos a temperatura ambiente a excepción del mercurio que es líquido.
e) Presentan elevadas densidades.

25. Con respecto a la Tabla Periódica Actual:

I. Los elementos están ordenados en orden creciente de sus números de masa.
II. Los elementos de la familia ***A*** son denominados representativos o típicos.
III. Los elementos de un mismo periodo tienen propiedades físicas similares

Es correcto afirmar:

a) Sólo I y II b) Sólo I y III c) Sólo II y III
d) Sólo II e) I , II y III

26. De las siguientes afirmaciones, con respecto a los metales alcalinos. ¿Cuál es falsa conforme aumenta el número atómico de los elementos del grupo:

a) Los átomos son cada vez más grandes.
b) Los electrones están sujetos con mayor fuerza.
c) Los átomos son cada vez más reactivos
d) Aumenta el carácter metálico.
e) Disminuye su potencial de ionización.

27. ¿A qué grupo de la tabla pertenece el elemento cuyos átomos tienen en su configuración 11 orbitales completamente llenos?

a) I-A b) VIII-A c) VIII-B
d) II-A e) I-B

28. Los átomos de cierto elemento del quinto periodo presenta 3 electrones desapareados. Considerando que se trata de un elemento representativo, determinar el número atómico y grupo de la tabla al cual pertenece.

a) 51 y VA b) 50 y IIIA c) 51 y IVA
d) 53 y VIA e) 49 y VA

29. ¿A qué periodo y grupo pertenece el elemento cuyos átomos contienen 74 neutrones, 53 protones y 53 electrones?

a) Quinto periodo y V-A.
b) Quinto periodo y V-B.
c) Quinto periodo y VI-A.
d) Quinto periodo y VII-A.
e) Quinto periodo y VI-B.

30. ¿A qué periodo y grupo pertenece el plomo (Z=82)?

a) Quinto periodo y IV-A.
b) Cuarto periodo y IV-A.
c) Sexto periodo y IV-A.
d) Sexto periodo y II-A.
e) sexto periodo y V-B.

31. ¿A qué periodo y grupo pertenece la plata (Z = 47)?

a) Quinto periodo y I - A.
b) Quinto periodo y VIII - A.
c) Quinto periodo y I - B.
d) Quinto periodo y VIII - B.
e) Quinto periodo y II - B.

32. Se tiene un elemento cuya configuración electrónica por niveles es: ***2, 8, 13, 1***. Determinar a que periodo y grupo de la tabla pertence el elemento implicado:

a) Cuarto periodo y IV - B.
b) Cuarto periodo y VI - B.
c) Quinto periodo y VI - B.
d) Cuarto periodo y VII - B.
e) Cuarto periodo y VII - A.

33. Un elemento químico del 4to periodo posee en su configuración electrónica 4 orbitales semillenos. Si su número atómico es el máximo posible. Señalar el número de orbitales llenos.

a) 10 b) 11 c) 24
d) 26 e) 20

34. Respecto al elemento cuyo número atómico es Z=38, determinar. ¿Qué afirmación es falsa?

a) Es un metal alcalino-térreo.
b) Pertenece al cuarto periodo de la tabla.
c) Pertenece al grupo de II-A.
d) Forma compuestos típicamente iónicos.
e) Es diamagnético.

35. A qué periodo y grupo de la tabla pertenece un elemento cuyos átomos tiene 81 nucleones y 46 neutrones.

a) Cuarto periodo y grupo IV-A.
b) Cuarto periodo y grupo V-A.
c) Cuarto periodo y grupo VII-A.
d) Cuarto periodo y grupo VII-B.
e) Cuarto periodo y grupo V-B.

36. Determinar el número atómico del primer elemento el quinto periodo.

a) 35 b)36 c)37
d) 55 e)56

37. Los átomos de cierto elemento de transición del quinto periodo presenta 3 electrones desapareados. Determinar a qué grupo de la tabla pertenece, considerando la máxima configuración posible.

a) VIII-A b) III-A c) VIII-B
d) IV-A e) IV-B

38. ¿Qué combinación de números atómicos ubican a los elementos en el mismo grupo de la tabla?

a) 2, 45, 6 b) 12, 34, 52 c) 5, 31, 13
d) 21, 53, 37 e) 4, 5, 6

39. Con respecto a la Tabla Periódica actual, señalar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
* Los elementos de Transición son metales.
* El Helio es un gas noble.
* Un elemento cuya distribución electrónica termina en np^2 pertenece al grupo II-A de la Tabla Periódica Actual.

a) VVV b) VFV c) VVF
d) FVV e) FFV

40. El átomo de un elemento alcalino del cuarto periodo posee 20 neutrones. Determinar el número de masa de dicho átomo.

a) 29 b) 38 c) 39
d) 40 e) 41

41. La distribución electrónica de un elemento es la siguiente:

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^7$$

Señalar a qué periodo y grupo de la tabla periódica pertenece:

a) 3 - VII-A b) 3 - VII-B c) 4 - VII-A
d) 4 - VII-B e) 4 - VIII-B

42. El átomo de un elemento químico presenta 16 orbitales llenos en su configuración electrónica. Determinar el grupo de la Tabla Periódica al cual pertenece.

a) II-A b) IV-A c) V-A
d) VI-A e) VII-A

43. Un elemento posee dos isótopos cuyos números de masa suman 68 y la semisuma de sus neutrones es 19. Determinar la ubicación de este elemento en la Tabla Periódica Actual.

a) Periodo: 4 Grupo: IA.
b) Periodo: 2 Grupo: IIA.
c) Periodo: 3 Grupo: IIIA.
d) Periodo: 3 Grupo: IVA.
e) Periodo: 3 Grupo: VA.

44. ¿A qué periodo y grupo pertenece la máxima configuración posible para un elemento representativo que tiene 8 electrones caracterizados por el número cuántico $m_l = 1$?

a) Quinto periodo y IV-A.
b) Cuarto periodo y IV-B.
c) Quinto periodo y I-A.
d) Cuarto periodo y II-A.
e) Quinto periodo y II-A.

45. A qué periodo y grupo pertenecen los átomos de un elemento cuyos átomos presentan 12 electrones caracterizados con $m_\ell = 0$. Dar como respuesta la máxima configuración posible.

a) Quinto Periodo y II-A.
b) Cuarto Periodo y IV-A.
c) Cuarto Periodo y II-A.
d) Cuarto Periodo y III-B.
e) Cuarto Periodo y IV-A.

46. Se tiene las configuraciones electrónicas de 3 elementos:
I: [Ar] $4s^2 3d^{10}$
II : [Ar] $4s^1 3d^{10}$
III : [Kr] $5s^2 4d^{10}$
podemos afirmar que:

a) Los 3 elementos pertenecen al mismo grupo.
b) Los tres elementos pertenece al mismo periodo.
c) I y II pertenecen al mismo periodo.
d) II y III pertenecen al mismo grupo.
e) El elemento III pertenece al grupo II-A.

47. Indicar con (V) verdadero (F) falso segun corresponda:
I. Según Dobereiner, las propiedades de los elementos son función periódica de su número atómico.
II. Las octavas de Newlands reune a los elementos químicos de 7 en 7.
III. En la tabla periódica diseñada por Mendeleiev los elementos químicos se ubican por su peso atómico.
IV. Según la ley de Triadas, los elementos químicos se ordenan en función creciente a sus números atómicos crecientes y sus propiedades químicas semejantes.

a) FVFF b) VFFV c) FVVF
d) FVVV e) VVVV

48. El átomo de un elemento del cuarto periodo posee cinco orbitales semillenos con energía relativa igual a 5. Luego:
I. Es un elemento de transición
II. Es un no metal
III. Pertenece al grupo VIIB del Sistema Periódico actual.
Es correcto afirmar:

a) Sólo I y II b) Sólo I y III c) Sólo II y III
d) Sólo II e) I , II y III

49. En ocasiones, el grupo I de los metales de transición se denomina metales de acuñación. Un ejemplo de metal de acuñación sería:

a) Z=39 b) Z=76 c) Z= 82
d) Z=79 e) Z=13

50. Sea un elemento cuyos átomos tienen un electrón desapareado descrito por los números cuánticos: ***5, 0, 0, +1/2***. Determinar, ¿qué propiedad ***no*** se le puede asociar al elemento implicado?

a) Es metal de baja dureza.
b) No puede existir al estado libre en la naturaleza.
c) Sus potenciales de ionización son bajos.
d) Su electronegatividad es elevada.
e) Expuesto al aire, su superficie se oscurece fácilmente formando una capa de óxido.

51. Un elemento radiactivo del grupo VII-A de la tabla sufre una desintegración radiactiva α. Determinar a grupo pertenece el nuevo elemento formado en dicha desintegración.

a) VII-B b) VI-B c) VI-A
d) V-A e) V-B

52. El elemento aún no descubierto Z=114 debe clasificarse en ..... de la tabla periódica.

a) El sexto periodo.
b) La serie de los actínidos.
c) La serie de los lantánidos.
d) El grupo IV-A.
e) La familia de los alcalinos.

53. Indique la Proposición falsa:

a) Los iones de los metales alcalinos poseen configuraciones de gas noble.
b) El potencial de ionización siempre es endotérmico.
c) Los gases nobles en un periodo presentan los potenciales de ionización más altos.
d) La ley periódica establece que las propiedades de los elementos son función de los pesos atómicos.
e) El elemento Z= 47 pertenece al grupo I-B de la tabla.

54. A medida que nos desplazamos en un periodo de la tabla, conforme aumenta Z es correcto afirmar:

I. Aumenta el potencial de ionización.
II. Aumenta el volumen atómico.
III. Disminuye el carácter metálico.
IV. Disminuye la electronegatividad.
V. Aumenta la afinidad electrónica.

a) I , II , III b) I , II , III , V c) I , III , V
d) I , II , V e) I , IV

55. Un elemento radiactivo del grupo VI-A de la Tabla sufre una desintegración radiactiva β, determinar a qué grupo pertenece el nuevo elemento formado en dicha desintegración.

a) VII-A b) VI-A c) V-A
d) IV-A e) VIII-A

56. ¿Qué familia de elementos presenta mayor paramagnetismo?

a) II-A b) II-B c) IV-A
d) V-B e) VI-A

57. ¿Cuál de los siguientes números atómicos está asociado a un halógeno?

a) Z = 32 b) Z = 34 c) Z = 53
d) Z = 12 e) Z = 82

58. Identificar como verdadero (V) o falso (F) según corresponda, a las siguientes proposiciones:

I. Mendeleiev fue el primero en organizar series de elementos de acuerdo a las propiedades físicas comunes de éstos.
II. Los elementos tipo ns^1 incluyen sólo a la familia de los metales alcalinos.
III. El potencial de ionización, la afinidad electrónica, la electronegatividad y el radio atómico son funciones periódicas de los números atómicos de los elementos.

a) FVV b)FVV c)VFV
d) FFV e)VVV

59. Identificar el símbolo del elemento que no corresponda a un elemento representativo.

a) C b) Cs c) Cl
d) Ca e) Cd

60. Responder cuál(es) de las siguientes afirmación(es) es(son) verdadera(s):

I. El Sodio metálico es un metal muy activo por su alta electronegatividad.
II. El Flúor es un no metal muy reactivo por su elevada afinidad electrónica.
III. El Flúor presenta menor radio atómico que el oxígeno debido a su mayor carga nuclear.
IV. El elemento de mayor electronegatividad es el elemento de mayor potencial de ionización.

a) FVFF b) VFFF c) FFVF
d) VFFV e) FVVF

Claves

01.	V
02.	V
03.	F
04.	F
05.	F
06.	V
07.	V
08.	V
09.	V
10.	d
11.	a
12.	b
13.	b
14.	e
15.	a
16.	b
17.	a
18.	d
19.	c
20.	a
21.	b
22.	d
23.	c
24.	c
25.	d
26.	b
27.	c
28.	c
29.	d
30.	c

31.	c
32.	b
33.	b
34.	b
35.	c
36.	c
37.	c
38.	c
39.	c
40.	c
41.	e
42.	d
43.	e
44.	e
45.	c
46.	c
47.	c
48.	b
49.	d
50.	d
51.	d
52.	d
53.	d
54.	c
55.	a
56.	d
57.	c
58.	d
59.	e
60.	e

Capítulo

8

REPASO BIMESTRAL

01. Completar:
Propiedad ..... por la cual un cuerpo es atraído por otro se llama:

a) intensiva, atracción.
b) extensiva, atracción.
c) intensiva, dureza.
d) extensiva, dureza.
e) intensiva, viscosidad.

02. Completar:
La propiedad llamada ....., se opone a que un cuerpo sea ....., es considerada particular o intensiva.

a) tenacidad, fragmentado.
b) maleabilidad, laminado.
c) ductibilidad, llevado a alambres.
d) viscosidad, detenido.
e) densidad, sumergido.

03. ¿Cuál de los siguientes procesos requiere de un incremento de temperatura:

a) Licuación. b) Solificación.
c) Alotropía. d) Vaporización.
e) Sublimación inversa.

04. Completar :
La propiedad que representa oposición a ser ..... se denomina .....

a) rayado - atracción.
b) fragmentado - viscosidad.
c) rayado - dureza.
d) fragmentado - maleabilidad.
e) rayado - ductibilidad.

05. La propiedad por la cual un cuerpo no puede ocupar el espacio de otro a menos que lo desplace, se llama:

a) Inercia. b) Extensión.
c) Impenetrabilidad. d) Viscosidad.
e) Maleabilidad.

06. Cuando un cuerpo se encuentra en reposo ó a movimiento constante, presenta la propiedad llamada:

a) Dureza. b) Tenacidad.
c) Inercia. d) Volumen.
e) Impenetrabilidad.

07. El poder llevar 40 kg de Cu en alambre se denomina propiedad llamada:

a) Maleabilidad. b) Ductibilidad.
c) Sublimación. d) Viscosidad.
e) Expansión.

08. La atracción llamada cohesión se realiza entre:
a) Masa - masa.
b) Átomo - átomo.
c) Molécula - molécula.
d) Luna - tierra.
e) Un cuerpo - la tierra.

09. ¿Cuál es la propiedad por la cual puedo llevar el oro hasta láminas?

a) Dilatación. b) Temperatura.
c) Viscosidad. d) Maleabilidad.
e) Ductibilidad.

10. Propiedad por la cual un material se opone a ser rayado:

a) Viscosidad. b) Tenacidad.
c) Dureza. d) Temperatura.
e) Maleabilidad.

11. Indicar verdadero o falso:
( ) Los protones del Sodio son diferentes a los del Magnesio.
( ) Los electrones del Oxígeno son iguales a los electrones del Azufre.
( ) Los neutrones del Silicio son diferentes a los neutrones del Oro.

a) FVV b) VVF c) FVF
d) FFV e) VVV

12. Señalar la cantidad de aniones y cationes existentes en:

* $^{35}_{17}Cl^{-1}$ * $^{23}_{11}Na^{+1}$ * $^{32}_{16}S^{-2}$ * $^{24}_{12}Mg^{+2}$

* $^{9}_{3}Be$ * $^{40}_{20}Ca^{+2}$ * $^{16}_{8}O^{-2}$ * $^{27}_{13}Al$

a) 2 y 3 b) 3 y 3 c) 4 y 2
d) 2 y 4 e) 5 y 1

13. Hallar la carga y el nombre de un ión, si presenta 35 protones y 37 electrones.

a) +2, catión b) +2, anión
c) -2, catión d) -2, anión
e) 0, neutro

14. Un átomo tiene 34 protones y tiene 36 electrones, hallar el tipo de ión y su carga.

a) Catión, +1 b) Catión, +2
c) Anión, -1 d) Anión, -2
e) Anión, -3

15. Para los siguientes átomos, señalar la proposición verdaderas:

I. $_{26}Fe^{+3}$ ***II.*** $_{23}V$ ***III.*** $_{24}Cr^{+2}$

a) I tiene más electrones que II.
b) II y III tienen 45 protones en total.
c) II y I tienen 23 electrones de diferencia.
d) I, II y III tienen en total 70 protones.
e) I y III tienen en total 45 electrones.

16. Un catión divalente presenta 22 e^-, si la cantidad de neutrones excede en 5 a su carga nuclear. Determinar la cantidad de nucleones del átomo neutro.

a) 52 b) 53 c) 54
d) 55 e) 56

17. Del siguiente nuclido, señalar la relación incorrecta: $^{88}_{38}Sr^{+2}$.

a) Tiene 38 de carga nuclear.
b) Posee 88 nucleones neutros.
c) Tiene 36 electrones.
d) Tiene 50 neutrones.
e) Posee 38 partículas positivas.

18. Un átomo tiene la siguiente representación: $^{A}_{Z-1}E^{+2}$. Señalar la relación correcta:

a) Presenta A-1 nucleones.
b) Tiene Z protones.
c) Posee Z+1 electrones.
d) Tiene Z-1 neutrones.
e) Posee A-Z+1 nucleones neutros.

19. Completar correctamente el cuadro:

Ión	A	Z	e^-
$^{52}_{24}Cr^{+3}$			
$^{197}_{79}Au^{+1}$			
	a	b	c

Hallar : suma de columnas = a+b+c.

a) 99 b) 103 c) 249
d) 202 e) 451

20. En un átomo neutro se cumple que sus nucleones es a su número de electrones como 8 es a 3. Hallar la carga nuclear si el átomo posee 50 neutrones.

a) 30 b) 31 c) 32
d) 33 e) 34

21. Un ión M^{+1} presenta : $\frac{\#e^-}{n} = \frac{1}{2}$.

Hallar la carga nuclear si posee 16 nucleones.

a) 4 b) 6 c) 8
d) 10 e) 12

22. Los isótopos tienen igual número de protones, entonces los isoelectrónicos tienen igual número de:

a) Nucleones. b) Carga nuclear.
c) Electrones. d) Neutrones.
e) Positrones.

23. De los isótopos del Hidrógeno, señalar aquel que contiene la mayor cantidad de neutrones en su núcleo.

a) Protio. b) Deuterio.
c) Tritio. d) Neutrino.
e) Barión.

24. Los átomos son isóbaros si entre ellos existe la misma cantidad de:

a) Neutrones. b) Protones.
c) Electrones. d) Protones y electrones.
e) Protones y neutrones.

25. Los átomos son Hilidos si entre ellos presentan la misma cantidad de:

a) Protones. b) Neutrones.
c) Electrones. d) Protones y neutrones.
e) Nucleones.

26. Se tiene 2 átomos con el mismo número de protones, pero se diferencian en 2 neutrones, entonces se puede afirmar:

a) Son isóbaros. b) Son isoelectrónicos.
c) Son isótopos. d) Son isótonos.
e) Faltan datos.

27. Señalar verdadero o falso:

I. $^{14}_{6}C$, $^{12}_{6}C$ son hilidos ( ).

II. $_{13}Al^{+3}$, $_{9}F^{-1}$ son isoelectrónicos ( ).

III. $^{55}_{25}Mn$, $^{56}_{26}Fe$ son isóbaros ( ).

a) VVV b) VVF c) VFV
d) FVV e) VFF

28. Relacione correctamente:
I. Especie con exceso de electrones.
II. Átomos con igual carga nuclear.
III. Átomos con iguales nucleones.
A. Isótopos. B. Isóbaros. C. Anión.

a) IA, IIB, IIIC b) IA, IIC, IIIB
c) IB, IIA, IIIC d) IB, IIC, IIIA
e) IC, IIA, IIIB

29. No es isótono con los demás:

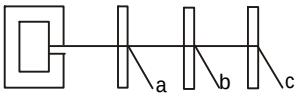
a) $^{22}_{12}Mg$ b) $^{20}_{10}Ne$ c) $^{18}_{8}O$

d) $^{23}_{11}Na$ e) $^{19}_{9}F$

30. Son aquellas partículas positivas que se desvían en un campo eléctrico para la zona negativa.

a) Alfa. b) Beta.
c) Gamma. d) Electrón.
e) Neutrón.

31. Del siguiente gráfico:



Indicar el orden de poder de penetración que tienen : α, β y δ .

a) $a = \beta, b = \alpha, c = \delta$
b) $a = \alpha, b = \beta, c = \delta$
c) $a = \alpha, c = \beta, b = \delta$
d) $a = \delta, b = \alpha, c = \beta$
e) $a = \delta, b = \beta, c = \alpha$

32. Cuando se unen átomos livianos para producir átomos pesados se produce:

a) Fisión nuclear.
b) Decaimiento beta.
c) Emisión positrónico.
d) Fusión nuclear.
e) Carga eléctrica.

33. Señalar la relación incorrecta:

a) $\alpha \rightarrow {}^{4}_{2}\alpha$ b) $\beta \rightarrow {}^{0}_{+1}\beta$

c) $\delta \rightarrow {}^{0}_{0}\delta$ d) $n \rightarrow {}^{1}_{0}n$

e) $D \rightarrow {}^{2}_{1}H$

34. Cuáles de las alternativas son incorrectas:
I. Las partículas α se desvían hacia el ánodo.
II. Las partículas β se desvían hacia el cátodo.
III. Las partículas δ no se desvían.

a) Sólo I b) Sólo II c) Sólo III
d) I y II e) II y III

35. Si una especie química pierde una partícula alfa, su masa disminuye en .....unidades y su carga en .....unidades.

a) 4,0 b) 2,4 c) 4,2
d) 2,2 e) 4,1

36. Indicar el átomo que se bombardea en:

$$.....+ {}^{2}_{1}H \rightarrow {}^{22}_{11}Na$$

a) $^{29}_{11}X$ b) $^{21}_{10}X$ c) $^{19}_{9}M$

d) $^{20}_{11}Na$ e) $^{20}_{10}Ne$

37. Indicar cuántas relaciones son correctas:

I. $\alpha \rightarrow {}^{4}_{1}\alpha$ II. $\beta \rightarrow {}^{0}_{+1}e$

III. $\delta \rightarrow {}^{0}_{0}\delta$ IV. $D \rightarrow {}^{2}_{1}H$

V. $n \rightarrow {}^{1}_{0}n$

a) 0 b) 1 c) 2
d) 3 e) 4

38. En 1934 Irene Joliot (hija de María Curie) logró la transmutación del aluminio, de acuerdo a la siguiente reacción nuclear.

$$^{27}_{13}Al + \alpha \rightarrow {}^{30}_{15}P + ...?$$

¿Cuál es la partícula que se emite?

a) Neutrón. b) Protón.
c) Electrón. d) Deuterón.
e) Positrón.

39. En la siguiente reacción nuclear, determinar la especie que se obtiene:

$$^{222}_{86}Rn \rightarrow .....+ {}^{4}_{2}\alpha$$

a) $^{230}_{90}Th$ b) $^{220}_{86}Rn$

c) $^{218}_{84}Po$ d) $^{218}_{83}Bi$

40. La zona "f" de la tabla periódica se encuentra en el grupo:

a) IA b) IIA c) IIIB
d) VB e) VIA

41. ¿Qué relación existe entre n y m_l ?

a) n = m b) $n \geq m$
c) $n \leq m$ d) $n > m_l$
e) n = m + 1

42. ¿Cuántos valores puede asumir "m" si: **l** = a?

a) 2a b) 2a -1 c) a
d) a + 1 e) 2a + 1

43. ¿Cuántos valores asume el número cuántico magnético si el número cuántico secundario es cinco?

a) 8 b) 6 c) 10
d) 11 e) 13

44. Si m = -3, ¿cuál es el mínimo valor para el número cuántico principal?

a) 3 b) 5 c) 6
d) 4 e) 7

45. ¿Cuál es el orden para lo orbitales siguientes, de acuerdo a su energía?.
I. 3d. II. 4s.
III. 5d. IV. 4p.

a) I, II, III, IV b) III, II, I, IV
c) I, II, IV, III d) II, I, IV, III
e) II, I, III, IV

46. ¿Qué número cuántico principal admite orbitales s, p, d y f solamente?

a) 4 y 6 b) 4 y 5 c) 4, 5 y 6
d) 2 y 3 e) 4

47. De los siguientes electrones:

I. $\left(4\ ,\ 0\ ,\ 0\ ,-\frac{1}{2}\right)$

II. $\left(3\ ,\ 2\ ,\ -1\ ,+\frac{1}{2}\right)$

III. $\left(4\ ,\ 1\ ,\ 0\ ,-\frac{1}{2}\right)$

Indique la relación entre sus energías.

a) $E_I > E_{II} = E_{III}$
b) $E_{III} < E_{II} < E_I$
c) $E_I > E_{II} > E_{III}$
d) $E_{II} < E_I < E_{III}$
e) $E_I < E_{II} < E_{III}$

48. De los siguentes estados cuánticos, ¿cuáles son correctos?

I. $\left(3\ ,\ 2\ ,\ -2\ ,+\frac{1}{2}\right)$

II. $\left(4\ ,\ 0\ ,\ -1\ ,-\frac{1}{2}\right)$

III. $\left(2\ ,\ 2\ ,\ 0\ ,+\frac{1}{2}\right)$

IV. $\left(5\ ,\ 3\ ,\ 1\ ,\ -\frac{1}{2}\right)$

a) Sólo I b) II y III
c) Sólo II d) II y IV
e) I y IV

49. ¿Qué número cuántico señala la forma lobular de un orbital?.

a) Spin. b) Principal.
c) Magnético. d) Azimutal.
e) Magnético y Azimutal.

50. ¿Qué número cuántico principal permite sólo orbitales tipo s , p y d?

a) 2 b) 3 c) 4
d) 5 e) 7

51. De acuerdo a la forma geométrica de los subniveles, la alternativa incorrecta es:

a) "s" $\Rightarrow$ esférica.

b) "p" $\Rightarrow$ dilobular.

c) "d" $\Rightarrow$ tetralobular.

d) "f" $\Rightarrow$ compleja.

e) a y d

52. Completar :

Subniveles	s	p	d	f
# máximo de electrones	a	b	c	d

Hallar : a + b + c + d

a) 0 b) 6 c) 18
d) 32 e) 14

53. Para un elemento de Z = 20 señalar el número de electrones en el segundo nivel.

a) 2 b) 6 c) 8
d) 18 e) 10

54. Para un elemento de Z = 36 señalar el número de electrones en el último nivel.

a) 16 b) 6 c) 10
d) 8 e) 2

55. La C. E. de un elemento termina en $3p^5$. Hallar su número atómico.

a) 12 b) 7 c) 17
d) 10 e) 13

56. ¿En qué grupo existe un elemento que no pertenece a la misma familia?

a) Li,Na, Cs b) Ag, Cu, Au c) Se, Te, S,O
d) F, Cl, Br, I e) Ne, Ar, K

57. El átomo obtenido en la siguiente transmutación nuclear:

$$^{239}_{94}Pu + \alpha \rightarrow ..... + ^{1}_{0}n$$

¿Cuál es el periodo y grupo al cual pertenece?

a) 5, VIB b) 6, VA c)6, VB
d) 7, IIIA e) 7, IIIB

58. La distribución electrónica de un átomo termina en $4d^8$; ¿cuál es el periodo que presenta?

a) 1 b) 2 c) 3
d) 4 e) 5

59. Se obtiene un elemento en el laboratorio según:

$$^{209}_{83}Bi + ^{58}_{26}Fe \rightarrow ..... + ^{1}_{0}n$$

¿Cuál es el período y grupo al cual pertenece?

a) 7, VIIIA b) 6, VIIB c) 7, VIIIB
d) 6, VIIA e) 6, VIIIB

60. Un átomo pertenece al cuarto periodo y a la familia de los halógenos. Hallar su carga nuclear.

a) 35 b) 33 c) 37
d) 42 e) 45

Claves

01.	b
02.	a
03.	d
04.	c
05.	c
06.	c
07.	b
08.	c
09.	d
10.	c
11.	c
12.	b
13.	d
14.	d
15.	e
16.	b
17.	b
18.	e
19.	e
20.	a
21.	b
22.	c
23.	c
24.	e
25.	c
26.	c
27.	b
28.	e
29.	d
30.	a

31.	e
32.	d
33.	b
34.	d
35.	c
36.	e
37.	d
38.	a
39.	c
40.	c
41.	d
42.	e
43.	d
44.	d
45.	d
46.	e
47.	e
48.	e
49.	d
50.	b
51.	e
52.	d
53.	c
54.	d
55.	c
56.	e
57.	e
58.	e
59.	c
60.	a

Capítulo

9

ENLACE QUÍMICO I

Lewis, Gilbert Newton (1875-1946), químico estadounidense, célebre por su teoría de la interpretación del enlace covalente. Nació en Weymouth, Massachusetts, y estudió en las universidades de Nebraska, Harvard, Leipzig y Götinga. Enseñó química en Harvard desde 1899 hasta 1900 y desde 1901 hasta 1906, y en el Instituto de Tecnología de Massachusetts desde 1907 a 1912. A partir de ese año y hasta su muerte, fue profesor de Química Física en la Universidad de California en Berkeley, y también fue decano de la Escuela de Química.

Lewis hizo importantes aportaciones en el campo de la Física teórica, sobre todo al estudio de la termodinámica química. Desarrolló una teoría sobre la atracción y valencia químicas con el químico estadounidense Irving Langmuir, basándose en la estructura atómica de las sustancias, conocida como teoría Langmuir-Lewis. También se le conoce por su trabajo sobre la teoría de las disoluciones y la aplicación de los principios de la termodinámica a los problemas químicos.

DEFINICIÓN

Mientras que sólo hay alrededor de 114 elementos catalogados en la tabla periódica, obviamente hay más substancias en la naturaleza que los 114 elementos puros. Esto es, porque los átomos pueden reaccionar unos con otros para formar nuevas sustancias denominadas compuestos. ***Un enlace químico se forma cuando dos o más átomos se enlazan fuertemente, por interacción de sus electrones de valencia, cada uno en la búsqueda de mayor estabilidad química (proceso exotérmico)***. El compuesto que resulta de este enlace es química y físicamente único y diferente de sus átomos originarios.

NOTACIÓN DE LEWIS

Es la representación abreviada de los átomos de elementos representativos, considerando solamente sus electrones de valencia, ya que son los únicos que determinan la química del mismo. Se utiliza el símbolo del elemento para designar la parte interna del mismo (kernel), y los electrones de valencia se representan alrededor del mismo, mediante puntos o aspas.

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
A•	A•	A•	•A•	•A•	•A•	•A:	:A: (*)
Na•	Ca•	Al•	•C•	•N•	•O•	•Cl:	:Ne:

(*) Excepto el Helio cuya notación de Lewis es He:

REGLA DEL OCTETO

Cuando se forman las uniones químicas entre átomos de elementos representativos, cada uno de ellos adquiere la estructura electrónica del gas noble más cercano, quedando el último nivel de energía de cada uno de éstos átomos con ocho electrones, excepto los átomos que se encuentran cerca del Helio, que completan su último nivel con sólo dos electrones. Se aclara que esta regla presenta muchas excepciones y sólo se utiliza con fines didácticos.

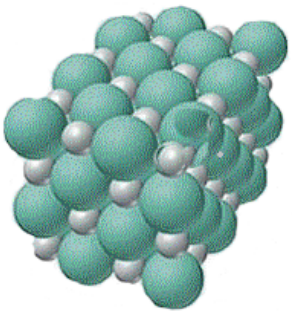
ENLACE INTERATÓMICO

ENLACE IÓNICO

Fue propuesto por W. Kossel en 1916 y es el resultado de la ***transferencia*** de uno o más electrones de un átomo o grupo de átomos a otro generando un ión positivo (catión) y un ión negativo (anión), los cuales se mantienen unidos debido a una atracción electrostática. Este tipo de enlace se produce con mayor facilidad entre los elementos metálicos y no metálicos, dado que los primeros poseen baja energía de ionización y por lo tanto pierden electrones con facilidad mientras que los no metales tienen alta afinidad electrónica y tienden a ganar electrones.

$$Na^{*} + \cdot\ddot{Cl}: \longrightarrow (Na)^{+} \equiv (:\ddot{Cl}:^{*})^{-} \; < \; > \; Na^{+}, \; [:\ddot{Cl}:^{*}]^{-1}$$

Una condición necesaria, pero no suficiente para que se dé el enlace iónico es que la diferencia de electronegatividades entre los átomos implicados sea mayor o igual a 1,7.



Obs: Los compuestos iónicos no forman moléculas Cristal de NaCl

ENLACE COVALENTE

Desde un punto de vista clásico implica la compartición de pares de electrones entre átomos cuya diferencia de electronegatividades es menor a 1,7; en la búsqueda cada uno de mayor estabilidad química.

CLASIFICACIÓN DE LOS ENLACES COVALENTES

Por la polaridad del enlace

Covalente apolar	Δ E.N. = 0	A - A
Covalente polar	0 < Δ E.N < 1.7. (*)	A - B

(*) Este rango sólo permite ayudarnos a establecer si el enlace es o no covalente polar; sin embargo, no debe tomarse como una regla absoluta para determinar si un enlace es covalente polar o no. Por ejemplo: en el enlace (***H – F***) la diferencia de electronegatividad es 1.9. Debería esperarse un enlace iónico; pero el enlace es covalente polar.

Por el origen de los electrones compartidos

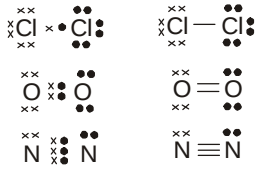
Covalente normal	A × • A	A - A
	A × • B	A = B
	A × • B	A ≡ B
Covalente dativo o coordinado	A •• B	A → B

Por el número de pares electrónicos compartidos

SIMPLE	Covalente normal	$A \overset{\sigma}{-} B$
	Covalente dativo	$A \overset{\sigma}{\rightarrow} B$
MÚLTIPLE	Enlace Doble	$A \underset{\sigma}{\overset{\pi}{-}} B$
	Enlace Triple	$A \underset{\pi}{\overset{\pi}{\underset{\sigma}{-}}} B$

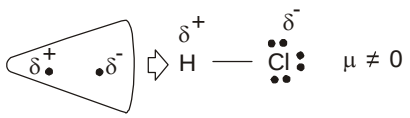
ENLACE COVALENTE APOLAR

Se produce por una compartición simétrica de los pares electrónicos de los átomos enlazados. Todos los enlaces covalentes en moléculas diatómicas homonucleares son apolares.



ENLACE COVALENTE POLAR

Se produce por una compartición desigual de los pares electrónicos entre los átomos unidos por enlace covalente. La separación de cargas en un enlace covalente polar crea un dipolo eléctrico



PROPIEDADES GENERALES DE LOS COMPUESTOS IÓNICOS Y COVALENTES

COMPUESTOS IÓNICOS

* Son sólidos con elevado punto de fusión (típicamente mayor a 400°C)
* Muchos son solubles en solventes polares como el agua.
* La mayoría son insolubles en solventes apolares como el benceno: C_6H_6
* Los compuestos fundidos y en disolución acuosa conducen bien la electricidad debido a que tienen partículas cargadas en movimiento (iones).
* En fase sólida no conducen la electricidad.
* Poseen un ordenamiento regular de iones positivos y negativos dispuestos en forma de ***red cristalina iónica***.
* Generalmente, involucran a metales alcalinos y alcalinos térreos (excepto el berilio) y no metales tales como los halógenos o calcógenos.
* No existen moléculas separadas (discretas) de sustancias iónicas; por eso, nos referimos a ellas como unidades fórmula y no como fórmulas moleculares.

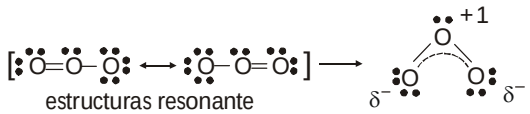
COMPUESTOS COVALENTES

* Son gases, líquidos o sólidos con bajos puntos de fusión (típicamente menor de 300°C).
* Muchos son insolubles en solventes polares como el agua
* La mayoría son solubles en solventes apolares como el benceno: C_6H_6
* Los compuestos fundidos y líquidos no conducen la electricidad
* Las disoluciones acuosas son habitualmente malas conductoras eléctricas.
* Sus unidades químicas son moléculas.
* Típicamente se producen entre elementos no metálicos o cuya diferencia de electronegatividad sea menor que 1,7.

RESONANCIA

Cuando utilizamos para el ozono las reglas habituales de las estructuras de Lewis, nos encontramos con dos posibilidades.

Pero hay algo equivocado en las dos estructuras. Ambas indican que un enlace oxígeno-oxígeno es simple y el otro doble. Sin embargo, la evidencia experimental indica que los dos enlaces oxígeno-oxígeno son iguales; ambos de 147,5 pm del enlace simple O—O en la molécula de peróxido de hidrógeno H—O—O—H; pero es mayor que la longitud de 120,74 pm del doble enlace en la molécula de oxígeno diatómico, O=O. Los enlaces en el ozono son enlaces intermedios entre un enlace doble y uno simple. El problema se resuelve si se dice que la verdadera estructura de Lewis del O_3 no es ninguna de las dos propuestas, sino una combinación o híbrido de ambas, algo que podemos representar como:



estructuras resonante — híbrido de resonancia

Cuando pueden escribirse dos o más estructuras de Lewis aceptables para una especie química, se dice que existe resonancia. La estructura verdadera es un híbrido de resonancia de las posibles estructuras contribuyentes. Las estructuras aceptables que contribuyen al híbrido de resonancia deben tener todas el mismo esqueleto, solamente pueden diferir en la distribución de los electrones dentro de la estructura.

PROBLEMAS PROPUESTOS

01. Los compuestos iónicos son conductores de la electricidad a temperatura ambiente. ( )

02. El CaF_2, $BeCl_2$ y BaO, son compuestos típicamente iónicos. ( )

03. Si una molécula es apolar, entonces sus enlaces son apolares. ( )

04. El O_3 es una molécula polar. ( )

05. El HNO_3 es una molécula cuya estructura tiene un enlace dativo. ( )

06. El SO_3 presenta resonancia. ( )

07. El $CaSO_4$ es un compuesto covalente. ( )

08. El $CHCl_3$ es una molécula apolar. ( )

09. El BH_3, $SnCl_2$, XeF_2 y el N_2O_3 son excepciones a la regla del octeto. ( )

10. El CH_2Cl_2, CO_2, y el SO_2 son moléculas polares. ( )

11. El SF_4, SF_6, PCl_5 son excepciones a la regla del octeto. ( )

12. ¿Qué compuesto presenta enlace iónico?

a) S_2Cl_2 b) CH_2Cl_2 c) CaF_2
d) OF_2 e) BeH_2

13. ¿Cuántos enlaces σ tiene el CS_2?

a) 0 b) 1 c) 2
d) 3 e) 4

14. ¿Cuántos enlaces σ tiene el CF_4?

a) 0 b) 1 c) 2
d) 4 e) 5

15. ¿Cuántos enlaces π tiene el NO_3^- ?

a) 0 b) 1 c) 2
d) 3 e) 4

16. ¿Cuántos enlaces dativos presenta el PO_4^{-3} ? Suponer que los átomos cumplen el octeto con 8 electrones.

a) 0 b) 1 c) 2
d) 3 e) 4

17. ¿Cuántos enlaces π presenta el PO_4^{-3} suponiendo que el fósforo expande la capa de valencia a 10 electrones?

a) 1 b) 3 c) 4
d) 2 e) 0

18. ¿Qué propiedad caracteriza a los compuestos iónicos?

a) No disuelven en el agua.
b) Bajos puntos de fusión.
c) Conducen la electricidad en fase sólida.
d) Sus unidades químicas son moléculas.
e) Elevados puntos de ebullición.

19. ¿Qué molécula presenta enlaces π ?

a) C_2H_6 b) CH_4 c) H_2S
d) CO e) F_2

20. ¿Qué molécula presenta un átomo central que no cumple el octeto?

a) O_2F_2 b) CHF_3 c) OF_2
d) $AlCl_3$ e) NH_3

21. ¿Qué moléculas presenta un átomo central que expande la capa de valencia?

a) IF_3 b) CO c) N_3^-
d) H_2S e) O_3

22. ¿Qué molécula presenta 2 enlaces dativos? Suponer que los átomos cumplen el octeto con 8 electrones.

a) SO_2 b) H_3O^+ c) SO_3
d) CF_4 e) F_2

23. ¿Qué molécula presenta 2 enlaces dativos?

a) O_3 b) SO_2 c) $BeCl_2$
d) N_2O_4 (los "N" unidos) e) O_2

24. ¿Qué molécula presenta 2 enlaces π ?

a) NO_2^- b) CO_3^{-2} c) NO_3^-
d) N_2O_4(los "N" unidos) e) HNO_3

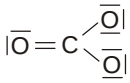
25. ¿Qué compuesto presenta enlaces π ?

a) $BeCl_2$ b) CCl_4 c) CS_2
d) SF_4 e)H_3S^+

26. ¿Qué molécula presenta un átomo con octeto expandido?

a) PCl_3 b) BeH_2 c) XeF_2
d) BH_3 e) NO_2

27. Hallar la carga eléctrica de la siguiente estructura de Lewis.



a) 0 b) -2 c) +1
d) -1 e) +2

28. Determine qué molécula es ***no*** polar con enlaces polares.

a) O_2 b) O_3 c) HCl
d) CF_4 e) H_2S

29. Determine qué molécula es polar:

a) CH_4 b) CO_2 c) NH_3
d) $AlCl_3$ e) CCl_4

30. Se combina químicamente el Calcio con el Nitrógeno. Determine la fórmula del compuesto formado y el tipo de enlace químico implicado.

a) CaN_2 y enlace covalente.
b) Ca_3N y enlace covalente.
c) Ca_3N_2 y enlace covalente.
d) CaN_2 y enlace iónico.
e) Ca_3N_2 y enlace iónico.

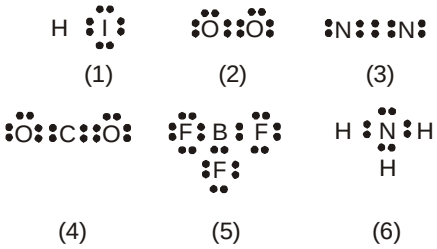
31. ¿Cuáles de los siguientes pares de elementos posiblemente forman compuestos iónicos?
1) Nitrógeno y Bromo.
2) Litio y Teluro.
3) Magnesio y Flúor.
4) Calcio y Nitrógeno.
5) Selenio y Cloro.
6) Bario y Yodo.
7) Sodio y Nitrógeno.
8) Carbono y Oxígeno.

a) 2,3,4,6,7,8 b) 2,3,4,6,7 c) 3,4,5,7,8
d) 3,4,6,7 e) 3,4,6,7,8

32. ¿Cuántas moléculas son apolares, con enlaces polares: Cl_2, SO_2, CH_3F, CF_4, BF_3, CH_2Cl_2, $BeCl_2$

a) 2 b) 3 c) 4
d) 5 e) 1

33. ¿Cuál(es) de las siguientes estructuras de Lewis es(son) correcta(s)?



(1) (2) (3)

(4) (5) (6)

Dato:
Z[H=1; O=8; N=7; C=6; F=9; I=53; B=5].

a) Todas b) 1, 2, 3, 4 y 6
c) 1, 2, 3 y 4 d) 4, 5 y 6
e) 1,2,3 y 5

34. ¿Cuáles de los siguientes elementos formarán moléculas diatómicas con enlaces covalentes?
I. H II. He III. Br IV. Hg
Dato: (Z): H=1; He=2; Br=35, Hg=80

a) Sólo I, II, III b) Sólo I, III
c) Sólo II, III y IV d) Sólo I, III y IV
e) Todos

35. ¿Cuántos enlaces π tiene el SO_3 sabiendo que el S expande la capa de valencia a 12?

a) 0 b) 1 c) 2
d) 3 e) 4

36. Indicar cuáles de las siguientes moléculas presentan enlaces moleculares pi (π)
I. $COCl_2$ II. C_2H_2 III. O_2

a) I, II y III. b) Sólo I. c) Sólo II.
d) Sólo I y II. e) Sólo I y III.

37. Indique cuál de los siguientes enlaces es de esperar que sea el menos polar. Electronegatividad:
O=3,5; B=2; P=2,1; N=3,0; H=2,1.

a) O - B b) P - O c) N - O
d) N - H e) P - H

38. Considerando sólo la electronegatividad, ¿cuál de las siguientes alternativas presenta la mayor polaridad de enlace?
Datos de electronegatividad:
C=2,5; S=2,5; N=3,0; O=3,5 y F=4,0

a) N - O b) S - F c) C - O
d) O - F e) C - N

39. ¿Cuál es la forma correcta, según la representación de Lewis, del NaCl?

a) $\begin{matrix} \ast\ast \\ \ast\ast\mathrm{Cl}\ast \\ \ast\ast \end{matrix}$, Na b) $[\mathrm{Cl}]^-$, Na

c) $[\begin{matrix} \ast\ast \\ \ast\ast\mathrm{Cl}\ast \\ \ast\ast \end{matrix}, \ast\mathrm{Na}]^-$ d) $[\begin{matrix} \ast\ast \\ \ast\ast\mathrm{Cl}\ast \\ \ast\ast \end{matrix}]^-$, $[\mathrm{Na}]^+$

e) $[\begin{matrix} \ast\ast \\ \ast\ast\mathrm{Cl}\ast \\ \ast\ast \end{matrix}]$, Na]

40. Cuál de las siguientes alternativas es falsa:

a) En el enlace covalente, hay por lo menos un par de electrones compartidos.
b) En el enlace dativo o covalente coordinado, el par de electrones compartidos es proporcionado por un solo átomo.
c) La resonancia se presenta cuando en una molécula, los electrones de un enlace s están deslocalizados.
d) En el enlace iónico, se produce transferencia de electrones de un átomo a otro.
e) En el enlace covalente no polar, los electrones se encuentran igualmente compartidos.

41. Señale cuál de los compuestos no corresponde a una molécula polar.

a) H_2O b) C_6H_6 c) HF
d) $CHCl_3$ e) CH_3COCH_3

42. Con respecto a las sustancias N_2 y MgO, indicar la afirmación incorrecta:

a) El N_2 tiene enlace covalente triple y el MgO enlace iónico.
b) Todos los átomos de las dos especies cumplen con la regla del octeto.
c) Ambas moléculas tienen enlaces iónicos.
d) En condiciones comunes el N_2 se encuentra en estado gaseoso y el MgO en estado sólido.
e) El N_2 no reacciona con el agua y el MgO sí.

43. Ordene los siguientes enlaces en orden creciente de sus porcentajes de carácter iónico.
I. Li - Cl
II. Na - Cl
III. B - Cl
IV. C - Cl
Datos de número atómico:
Li(Z=3); Na(Z=11); B(Z=5); C(Z=6).

a) I - II - III - IV b) II - I - III - IV
c) III - IV - I - II d) III - IV - II - I
e) IV - III - I - II

44. Oxígeno, Azufre, Selenio y Teluro están en el mismo grupo en la tabla periódica y forman hidruros H_2O, H_2S, H_2Se, H_2Te, de los cuales el único compuesto líquido es el agua. Ello se debe a:

a) Diferencia en electronegatividades.
b) Sus tamaños moleculares.
c) Presencia de enlaces hidrógeno en el agua.
d) Sus masas moleculares.
e) El agua es un compuesto polar.

45. Se combinan químicamente $_{17}X$ y $_{37}W$. ¿Qué propiedad probablemente, ***no*** se le asocia al compuesto formado?

a) Presenta elevado punto de fusión.
b) Sus unidades químicas son las moléculas.
c) Es posible que sea soluble en agua.
d) En fase sólida, no conduce la electricidad.
e) Sus soluciones acuosas sí conducen la electricidad.

46. Señalar falso (F) verdadero (V) según corresponda:
( ) Los compuestos iónicos son generalmente solubles en agua.
( ) Los compuestos covalentes pueden ser gases, líquidos o sólidos a temperatura ambiente.
( ) Los compuestos covalentes poseen moléculas en su estructura interna mientras que en los compuestos iónicos no tiene significado físico hablar de moléculas.
( ) Toda molécula que sólo tienen enlaces polares resultan apolar.

a) VVVV b) VVFV c) VVVF
d) VFVV e) VVFF

47. Respecto a la molécula OF_2 marcar lo incorrecto:

a) Es una molécula con enlaces polares
b) La carga formal del átomo de Oxígeno es cero.
c) El estado de oxidación del Flúor es -1
d) La carga formal del átomo de Flúor es 0
e) El estado de oxidación del Oxígeno es -2.

48. Indicar lo incorrecto:

a) $N_2 \Rightarrow$ enlace covalente triple.
b) $H_2SO_4 \Rightarrow$ 2 enlaces dativos.
c) $BH_3 \Rightarrow$ 3 enlaces covalentes simples.
d) $BeCl_2 \Rightarrow$ 1 enlace covalente doble.
e) NaCl $\Rightarrow$ enlace iónico.

49. Se combinan químicamente $_7X$ y $_9W$, qué propiedad probablemente ***no*** se le asocia al compuesto formado.

a) Presenta bajo punto de ebullición.
b) Sus unidades químicas son las moléculas.
c) Su geometría es piramidal.
d) En fase sólida no conduce la electricidad.
e) Sus soluciones acuosas sí conducen la electricidad.

50. ¿Cuál es el total de enlaces dativos en los compuestos: H_2SO_4, SO_3, HNO_3, H_2CO_3?
Suponer que los átomos centrales cumplen el octeto.

a) 3 b) 4 c) 5
d) 6 e) 7

51. Indicar con (V) verdadero y (F) falso según corresponda:
I. Los compuestos que tienen enlaces iónicos existen como sólidos cristalinos a temperatura ambiente.
II. En los enlaces metálicos, los iones metálicos positivos permanecen fijos en una red cristalina.
III. Los compuestos moleculares conducen la corriente eléctrica y son miscibles con los líquidos apolares.

a) I, II b) II, III c) II, III, IV
d) Sólo II e) III, IV

52. ***X*** e ***Y*** son dos elementos de la tabla periódica, donde, respectivamente, en su capa de valencia ***X*** presenta 5 electrones, mientras que el elemento ***Y*** presenta 2 electrones. Determine la fórmula más probable que resulta cuando ***X*** e ***Y*** y se combinan químicamente así como el tipo de enlace asociado.

a) X_2Y_5 : covalente. b) X_5Y_2 : covalente.
c) X_2Y_3 : covalente. d) X_2Y_5 : iónico.
e) X_2Y_3 : iónico.

53. Indique con (V) verdadero y (F) falso según corresponda:
I. El SO_3 presenta resonancia.
II. Los enlaces covalentes de tipo polar, se forman en las moléculas homonucleares.
III. La molécula del $HCl_{(g)}$ es heteronuclear y posee enlace covalente polar.

a) FVV b) VFV c) VFF
d) FFV e) FFF

54. De acuerdo a la estructura de Lewis siguiente $M_2^{+1},[\cdot\overset{\times\times}{\underset{\times\bullet}{O}}\times]^{-2}$ señalar las proposiciones correctas:
I. Corresponde a un compuesto iónico.
II. Se comparten 2 electrones.
III. Es un compuesto sólido.

a) I,II b) II,III c) I,III
d) I,II,III e) Sólo I

55. Indique cuál o cuáles de las siguientes moléculas son polares.
I. N_2 II. O_3
III. CH_3OH IV. HCHO

a) Sólo II b) III, IV c) I, II, III
d) Sólo III e) II, III, IV

56. Señale la sustancia que presenta solamente enlaces covalentes apolares pero es una molécula polar.

a) O_3 b) CH_3Br c) C_2H_4
d) $BeCl_2$ e) N_2

57. ¿En cuál de las siguientes especies encontramos dos enlaces covalentes coordinados? Suponer que los átomos centrales cumplen el octeto.

a) NH_4^+ b) HNO_3 c) N_2O_5
d) N_2O_3 e) N_2O

58. Indicar con (V) verdadero y (F) falso:
I. El cloruro de sodio NaCl es soluble en agua.
II. El enlace O-H en el H_2O posee mayor polaridad que el enlace Cl-H del HCl.
III. En el hielo seco (CO_2), los enlaces interatómicos son polares.

a) VVV b) VFV c) VFF
d) FVV e) FVF

59. ¿Qué estructuras presentan resonancia?
I. SO_2 II. CO_3^{-2} III. Cl_2O

a) I,II b) I,III c) II,III
d) Sólo I e) I, II, III

60. Elija la opción correcta:
I. Las sustancias covalentes son quebradizas con punto de fusión elevado.
II. Las moléculas O_2, H_2, N_2 tienen enlaces apolares.
III. El NH_3 presenta un par de electrones sin enlazar.

a) FFV b) FVF c) FVV
d) VVV e) VFV

Claves

01.	F
02.	F
03.	F
04.	V
05.	V
06.	V
07.	F
08.	F
09.	F
10.	F
11.	V
12.	c
13.	c
14.	d
15.	b
16.	b
17.	a
18.	e
19.	d
20.	d
21.	a
22.	c
23.	d
24.	d
25.	c
26.	c
27.	b
28.	d
29.	c
30.	e

31.	b
32.	b
33.	a
34.	b
35.	d
36.	a
37.	e
38.	b
39.	d
40.	c
41.	b
42.	c
43.	c
44.	c
45.	b
46.	c
47.	e
48.	d
49.	e
50.	c
51.	a
52.	e
53.	b
54.	c
55.	e
56.	a
57.	c
58.	a
59.	a
60.	c

Capítulo

10

ENLACE QUÍMICO II

COMPARACIÓN MOLECULAR DE LÍQUIDOS Y SÓLIDOS

Los gases consisten en una colección de moléculas separadas por grandes distancias y en constante movimiento caótico. La energía cinética media de las moléculas es mucho mayor que la energía media de las atracciones entre ellas, lo cual le permite a un gas expandirse para llenar el recipiente que lo contiene.

En los líquidos, las fuerzas de atracción intermoleculares son lo suficientemente fuertes como para mantener juntas las moléculas. Así, los líquidos son mucho más densos y menos compresibles que los gases. A diferencia de los gases, los líquidos tienen un volumen definido, independiente del tamaño y la forma de sus recipientes. Sin embargo, las fuerzas de atracción en los líquidos no tienen la intensidad suficiente como para evitar que las moléculas se muevan unas respecto a otras. Por ello, los líquidos presentan la propiedad de difusión (aunque en forma restringida): pueden vertirse a otro recipiente adoptando la forma del mismo.

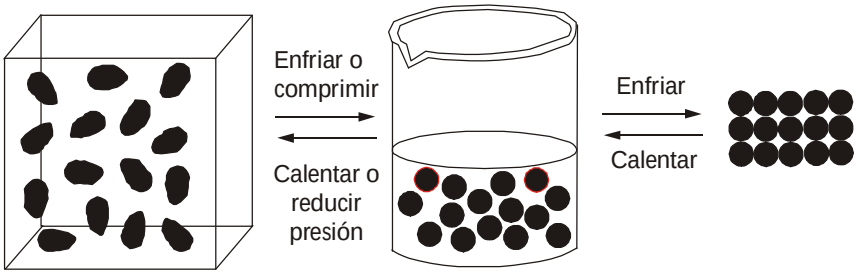
En los sólidos, las fuerzas de atracción intermoleculares son mucho más intensas, no sólo para mantener unidas las unidades químicas, sino para fijarlas prácticamente en su sitio, evitando movimientos traslacionales. Los sólidos, al igual que los líquidos, prácticamente son incompresibles; porque las moléculas no tienen mucho espacio libre entre ellas. Es común que las moléculas ocupen posiciones en un patrón altamente regular. Los sólidos que poseen estructuras muy ordenadas se clasifican como cristalinos.

PROPIEDADES CARACTERÍSTICAS DE LOS ESTADO DE AGREGACIÓN

Gas: Adopta el volumen y la forma del recipiente.
Es compresible.
Es expansible.
Presenta la propiedad de la difusión.
Presenta la propiedad de la fluidez.

Líquido: Adopta la forma del recipiente que ocupa.
Volumen definido.
No se expande para llenar el recipiente.
Es prácticamente incompresible
Presenta la propiedad de la difusión en forma restringida.
Presenta al propiedad de la fluidez.

Sólido: Presenta forma y volumen definidos.
Es prácticamente incompresible.
La difusión dentro de un sólido ocurre con extrema lentitud.
No presenta la propiedad de la fluidez.



Gas	Líquido	Sólido
Desorden total; mucho espacio vacío; las partículas tienen completa libertad de movimiento; las partículas están muy separadas.	Desorden; las partículas o cúmulos de partículas están libres para moverse unas respecto a otras; las partículas están cercanas entre sí.	Acomodo ordenado; las partículas están prácticamente fijas; las partículas están muy juntas.

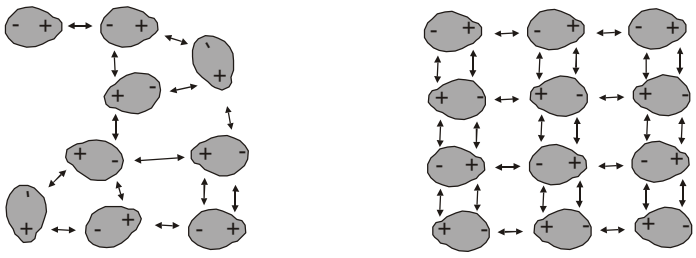
Comparación en el nivel molecular de gases, líquidos y sólidos. Las partículas pueden ser átomos, iones o moléculas. La densidad de las partículas en la fase gaseosa está exagerada en comparación con casi todas las situaciones reales.

FUERZAS INTERMOLECULARES

Muchas propiedades de los líquidos, incluido su punto de ebullición, reflejan la intensidad de las fuerzas intermoleculares. Un líquido hierve cuando burbujas de vapor se forman dentro del líquido. Las moléculas de un líquido deben vencer sus fuerzas de atracción para separarse y formar la fase vapor. Cuanto más intensas son las fuerzas de atracción, más alta es la temperatura de ebullición. Asimismo, el punto de fusión de un sólido se incrementa al elevarse la intensidad de las fuerzas intermoleculares.

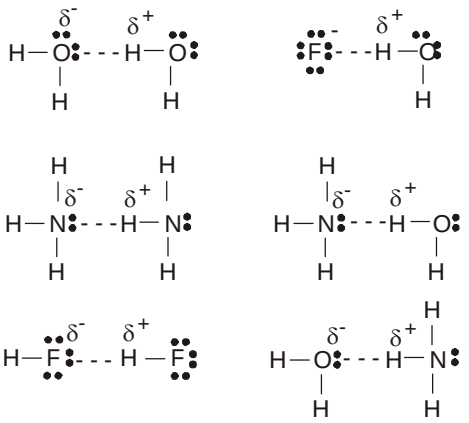
Se sabe que existen tres tipos de fuerzas de atracción entre moléculas neutras: ***fuerzas de dispersión de London, interacciones dipolo-dipolo, y enlaces de puente de hidrógeno***. Estas interacciones moleculares también se denominan fuerzas de Van Der Waals debido a que Johannes Van Der Waals, fue dedujo la ecuación para predecir la desviación de los gases respecto al compartamiento ideal.

Las fuerzas ión-dipolo son importantes en las soluciones. Las fuerzas de dispersión de London operan entre todas las moléculas (sin excepción). Las intensidades relativas de las fuerzas dipolo-dipolo y de dispersión dependen de la polaridad. Las fuerzas de dispersión se hacen más intensas al aumentar el peso molecular, aunque la forma de las moléculas también es un factor importante. Los enlaces puente de hidrógeno se producen en cambio, entre compuestos que contienen enlaces ***O - H, N - H y F - H***. Los enlaces puente de hidrógeno suelen ser más fuertes que las fuerzas dipolo-dipolo o fuerzas de dispersión, a peso molecular comparable.



(a) (b)

Representación idealizada de las fuerzas dipolares en un líquido(a) y en un sólido (b). En un líquido o sólido real. Las interacciones son más complejas.



Representación de los enlaces puentes de hidrógeno.

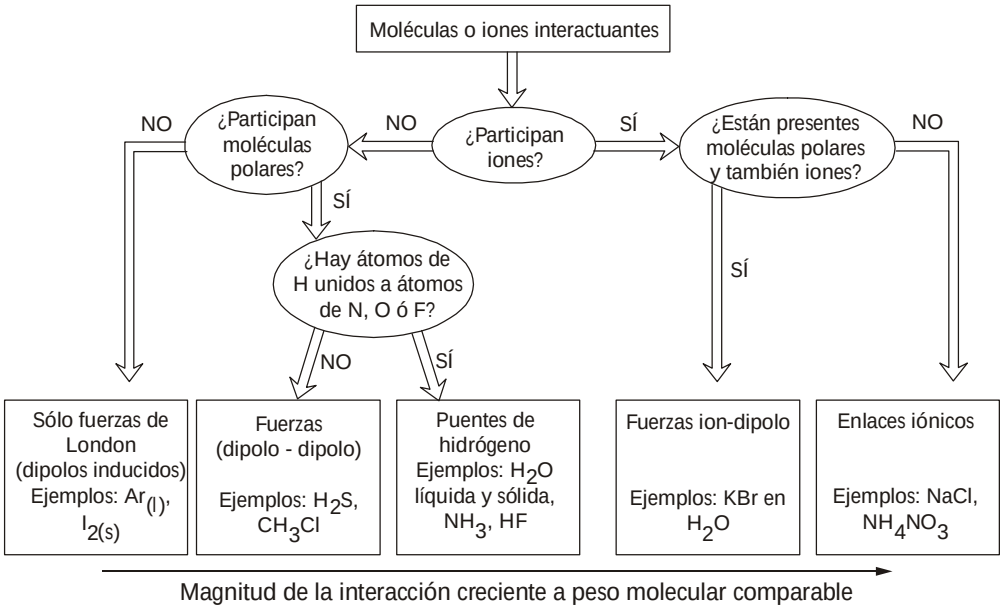


Diagrama de flujo para reconocer los tipos principales de interacciones intermoleculares.

En todos los casos, están presentes fuerzas de dispersión de London. La intensidad de las demás fuerzas, generalmente aumenta de izquierda a derecha.

PROBLEMAS PROPUESTOS

01. De las proposiciones:
I. En el HCl el enlace es covalente.
II. En el H_2O el enlace O y H es iónico.
III. En el NH_3 el enlace N y H es covalente.
Son correctas:

a) I y II b) I y III c) Solo I
d) Solo III e) Todas

02. En un enlace iónico ocurre una ..... de electrones periféricos, en cambio en un enlace covalente ocurre una ..... de electrones periféricos. Del párrafo anterior, completar con la alternativa correcta.

a) compartición - transferencia.
b) migración - transferencia.
c) transferencia - compartición.
d) transferencia - repulsión.
e) a y b.

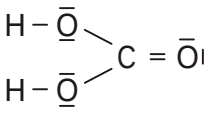
03. Cuando solo un átomo aporta el par de electrones para formar el enlace se dice que es:

a) E.C. normal. b) E.C. iónico.
c) E. iónico. d) E.C. saturado.
e) E.C. dativo.

04. ¿Cuántos electrones no compartidos quedan en el NH_3? ($_7N$)

a) 2 b) 4 c) 6
d) 8 e) 3

05. En la estructura del ácido carbónico:



Indique la cantidad de enlaces covalentes «σ» y «π», respectivamente:

a) 1; 5 b) 5; 1 c) 11; 1
d) 4; 2 e) 5; 2

06. Señalar el número de enlaces múltiples en: CO_2

a) 2 b) 4 c) 5
d) 9 e) 6

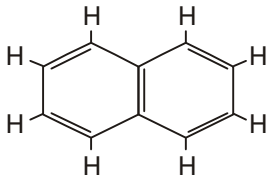
07. Hallar el número de enlaces sigma en los compuestos: dióxido de carbono y agua.

a) 3 y 4 b) 1 y 1 c) 2 y 4
d) 2 y 3 e) 2 y 2

08. ¿Cuántos de los siguientes elementos son excepción a la regla del octeto?
• Cl • O • B
• Be • Na

a) 1 b) 2 c) 3
d) 4 e) 5

09. Hallar el número de enlaces «π» en:



a) 1 b) 5 c) 10
d) 19 e) 21

10. Un compuesto covalente se caracteriza por:

a) Ser cristalino y alto punto de fusión.
b) Estar formado por pares iónicos.
c) Compartir los electrones.
d) Se disuelven siempre en el agua.
e) Estar formado por partículas que no son moléculas.

11. Indique el tipo de enlace químico existente entre un cristal de cloruro de sodio (NaCl) y una molécula de propano (C_3H_8).

a) Covalente coordinado y metálico.
b) Covalente y covalente apolar.
c) Iónico y covalente.
d) Iónico y covalente coordinado.
e) Covalente coordinado y covalente apolar.

12. Indique de la relación mostrada:
I. Na_2O II. K_2O III. BCl_3
IV. BF_3 V. LiCl
¿Cuántos tienen enlace iónico y cuántos tienen enlace covalente?

a) 4 y 1 b) 3 y 2 c) 5 y 0
d) 2 y 3 e) 1 y 4

13. ¿Cuántas sustancias poseen enlace puente hidrógeno?
• H_2 • H_2O • CH_4
• H_2F_2 • NH_3 • HCl
• CH_3OH

a) 2 b) 3 c) 4
d) 5 e) 6

14. ¿Qué sustancia no se disuelve en H_2O?

a) NH_3 b) HCl c) SO_2
d) CH_4 e) PH_3

15. Con respecto a las proposiciones:
I. los siguientes compuestos son iónicos: MgO, NaF, $BeCl_2$.
II. las siguientes moléculas: N_2, P_4 y Cl_2 forman enlace covalente apolar.
III. El H_2O presenta 2 enlaces sigmas.
Es(son) correctas:

a) I y II b) I y III c) Solo II
d) II y III e) I, II y III

16. ¿Cuál de las siguientes alternativas es incorrecta?

a) en el enlace covalente hay por lo menos un par de electrones compartidos.
b) en el enlace dativo el par de electrones compartidos es proporcionado por un solo átomo.
c) la resonancia se presenta cuando en un enlace, los electrones están totalmente deslocalizados.
d) en el enlace iónico hay transferencia de electrones de un átomo al otro.
e) en el enlace covalente apolar hay compartición equitativa de electrones.

17. Con respecto a la estructura del sulfato: $(SO_4)^{2-}$
I. Presenta 2 enlaces dativos.
II. No presenta resonancia.
III. Su geometría es tetraédrica.
Es correcto afirmar:

a) I y II b) I y III c) II y III
d) Solo II e) I, II y III

18. ¿Cuál es la geometría y polaridad de la molécula de CH_4?

a) Lineal, polar.
b) Triangular, polar.
c) Tetraédrica y apolar.
d) Piramidal y polar.
e) Trigonal y polar.

19. Indicar el número de covalencias coordinadas en el compuesto: H_3PO_4
Z(P = 15; O = 8)

a) 0 b) 1 c) 2
d) 3 e) 4

20. ¿Qué molécula es polar?

a) H_2 b) O_2 c) N_2
d) HCl e) CO_2

21. Indique cuál de los siguientes enlaces es de esperar que sea el menos polar.
Electronegatividad: O = 3,5; B = 2; P = 2,1; N = 3; H = 2,1.

a) B - O b) P - O c) N - O
d) N - H e) P - H

22. De acuerdo a los valores de electronegatividad:

F	O	N	Cl
As	Be	H	
4,0	3,5	3,0	3,0
2,1	1,5	2,1	

Indique las proposiciones correctas:

I. Be - Cl enlace iónico.
II. N - Cl covalente no polar.
III. O - H covalente polar.
IV. F - H covalente polar.
V. As - O covalente polar.

a) III y IV b) II, III y IV c) II, III, IV y V
d) I, II, III y V e) II y III

23. Con respecto de la molécula del Amoniaco, es incorrecto afirmar:

a) El átomo central posee un par solitario.
b) Su geometría es tetraédrica.
c) El nitrógeno se hibridiza sp^3.
d) No presenta resonancia.
e) Se comparten 6 electrones.

24. El punto de ebullición del agua es 100°C.
( )

25. El punto normal de ebullición de un líquido:

a) Es 100° C.
b) Es el punto de ebullición en condiciones normales.
c) Es el punto de ebullición a una atmósfera de presión.
d) Varía con la presión.
e) Es la temperatura en la que la presión de vapor del líquido es igual a la presión externa.

26. ¿Cuál de las opciones siguientes indica fuerzas de atracción intermolecular extremadamente débiles en un líquido?

a) Un punto de ebullición muy elevado.
b) Una presión de vapor muy alta.
c) Una temperatura crítica muy alta.
d) Un calor de evaporación muy alto.
e) Elevada tensión superficial.

27. ¿Cuál de las siguientes sustancias se espera que tenga el menor punto de ebullición?

a) O_2 b) HF c) Cl_2
d) NH_3 e) HCl

28. ¿Cuál de las siguientes sustancias tiene el mayor punto de ebullición?

a) O_2 b) Ar c) He
d) HF e) HCl

29. ¿Cuál de las sustancias siguientes tiene las mayores fuerzas intermoleculares de atracción?

a) H_2O b) H_2S c) H_2Se
d) H_2Te e) H_2

30. En el punto normal de ebullición de una sustancia, su presión de vapor:

a) No tiene un valor definido puesto que la presión de vapor varía con la temperatura.
b) Es igual a 760 torr.
c) Difiere para sustancias distintas.
d) Todas las opciones anteriores son correctas.
e) Ninguna de las opciones anteriores es correcta.

31. Al enfriar el nitrógeno a < 63 K, el elemento cristaliza. Las fuerzas intermoleculares de atracción responsables de mantener las moléculas en sus sitios en la red se llaman:

a) Fuerzas de dispersión.
b) Enlaces simples.
c) Enlaces dobles.
d) Enlaces triples.
e) Atracción dipolo-dipolo.

32. El punto de ebullición del flúor, F_2(Z = 9) es aproximadamente el mismo que el del:

a) $_2He$ b) $_{18}Ar$ c) Br_2
d) $_{86}Rn$ e) $_{54}Xe$

33. A escala atómica, los sólidos cristalinos son:

a) Compresibles y desordenados.
b) Compresibles y ordenados.
c) Incompresibles y ordenados.
d) Incompresibles y desordenados.
e) Incompresibles.

34. ¿Cuál de los siguientes tipos de sólidos tienen generalmente los puntos de fusión más bajos?

a) Aquellos que están compuestos por moléculas simétricas pequeñas.
b) Aquellos que están compuestos por iones positivos y negativos pequeños.
c) Aquellos que están compuestos por moléculas polares.
d) Aquellos en los cuales los átomos están ligados con enlaces covalentes y forman así una red.
e) Aquellos que están formados por iones positivos y electrones móviles.

35. ¿Cuál de las afirmaciones siguientes es verdadera?

a) Los enlaces covalentes son más débiles que las fuerzas de Van der Waals entre las moléculas.
b) Los enlaces covalentes tienen aproximadamente la misma fuerza que las atracciones de dipolo-dipolo y, de hecho, éste es otro nombre del enlace covalente.
c) Los enlaces de hidrógeno entre las moléculas de agua son más fuertes que los enlaces covalentes en las moléculas del agua.
d) Las atracciones de dipolo-dipolo entre las moléculas de SO_2 son más débiles que los enlaces covalentes en las moléculas de SO_2.
e) Las fuerzas de dispersión entre las moléculas son más fuertes que la mayoría de los enlaces iónicos.

36. Todas las propiedades siguientes intervienen en la unión de las moléculas de agua en los estados líquido y sólido, EXCEPTO:

a) La polaridad de los enlaces H - O dentro de cada molécula de agua.
b) Las fuerzas dipolo-dipolo.
c) Los enlaces de hidrógeno.
d) Las fuerzas de dispersión.
e) La energía de enlace O-H.

37. El punto de ebullición del HF es mayor que el del HCl porque:

a) El HF es más ligero que el HCl y, por tanto, necesita más energía cinética para evaporarse.
b) Las fuerzas (de dispersión) de London son mayores en HF.
c) El enlace de hidrógeno en el HF es mayor que en el HCl.
d) La presión de vapor del HF es tan alto que las moléculas no pueden evaporarse.
e) Todas las opciones anteriores son correctas.

38. ¿Con cuál de las condiciones siguientes se describe una sustancia con fuerzas intermoleculares relativamente intensas?

a) Una presión de vapor relativamente alta a temperatura ambiente.
b) Un punto de fusión relativamente bajo.
c) Un calor molar de evaporación relativamente alto.
d) Una aproximación muy cercana entre las variables calculadas y observadas de la ley de los gases ideales.
e) Un calor de fusión relativamente bajo.

39. Para un conjunto determinado de condiciones de *P* y *T*. ¿De cuál de los gases siguientes se esperaría la mayor desviación de la ley de los gases ideales?

a) He b) H_2 c) CH_4
d) O_2 e) NH_3

40. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es VERDADERA?

a) El punto de congelación de una sustancia siempre es más bajo que su punto de fusión.
b) En una serie de sustancias relacionadas, la magnitud de las fuerzas de dispersión se incrementa a

medida que el peso molecular aumenta.
c) Las sustancias con temperaturas críticas bajas poseen intensas fuerzas intermoleculares de atracción.
d) La presión de vapor de un líquido depende del número de moles del líquido en el recipiente.
e) El "enlace de hidrógeno" (puente de hidrógeno) siempre es una fuerza intramolecular.

41. El calentamiento progresivo de un sólido en su punto de fusión no produce un aumento de temperatura porque la energía térmica que se absorbe se emplea en:

a) Aumentar la energía cinética media de las partículas del sólido.
b) Expandir el mercurio del termómetro en uso.
c) Superar las fuerzas de atracción entre las unidades del sólido.
d) Disminuir la energía potencial media de las partículas del sólido.
e) Evaporar el líquido formado por la fusión.

42. ¿Cuál de las siguientes sustancias espera que forme un sólido quebradizo, cuyo punto de fusión es elevado y que no fuera conductor de electricidad?

a) Cu b) SO_2 c) Fe
d) Br_2 e) BaF_2

43. De las sustancias y sus puntos de ebullición listados, seleccione aquel que tenga el mayor calor de evaporación.

a) H_2O 100°C d) H_2, 20 K
b) HCN, 26°C e) HF, 18°C
c) N_2, 77 K

44. Indicar ¿Cuál de las siguientes moléculas presentan en sus estados condensados interacciones dipolo – dipolo?
I. CO_2
II. HBr
III. CH_4
IV. SO_2
V. I_2

a) I, II y IV b) I, II y IV c) II, III y IV
d) II y IV e) I, III y IV

45. Seleccionar en cuál de las siguientes sustancias en estado condensado las moléculas están unidas por enlace puente de hidrógeno.
I. CH_3OH
II. HCHO
III. CH_3NH_2
IV. CH_3COOCH_3
V. HCOOH

a) I, II y V b) I, II y III c) II, IV y V
d) I, III y V e) I, III, IV y V

46. ¿Cuál de las siguientes sustancias tiene el mayor punto de fusión?

a) CH_3CH_3 b) $CH_3CH_2CH_2CH_3$
c) $(CH_3)_3CH$ d) CH_3CH_2OH
e) NaF

47. ¿Cuál de las siguientes sustancias tiene el mayor punto de fusión?

a) CO_2 b) H_2O c) NaCl
d) KCl e) CaO

48. Para cuáles de los siguientes compuestos serían los enlaces puentes de hidrógeno una fuerza intermolecular importante:
I. Etano: CH_3CH_3
II. Metilamina: CH_3NH_2
III. Metanol: CH_3OH
IV. Triclorometano: $CHCl_3$

a) I y II b) II, III y IV c) I, III y IV
d) II y III e) Solo II

49. Señalar la relación incorrecta:

a) $H_2O_{(s)}$: enlace puente de hidrógeno.
b) $CO_{2(s)}$: fuerzas de London.
c) $HCl_{(liq)}$: interacciones dipolo – dipolo.
d) $CH_3OH_{(liq)}$: enlace puente de hidrógeno.
e) $HCHO_{(liq)}$: enlace puente de hidrógeno.

50. Señalar verdadero (V) o falso (F) según corresponda respecto a los sólidos de red covalente:
* Consisten en átomos unidos, redes o cadenas mediante enlace covalente.
* Los sólidos covalentes presentan puntos de fusión mas altos que los sólidos moleculares.
* El SiO_2 y el diamante son ejemplos de sólidos covalentes.
* El grafito es un sólido covalente y un buen conductor eléctrico.

a) VVFV b) VFVV c) VFFV
d) VFVF e) VVVV

51. Señalar verdadero (V) o falso (F) según corresponda, respecto a los sólidos moleculares:
* Consisten en átomos o moléculas unidas por enlace covalente.
* Poseen puntos de fusión elevados.
* Son ejemplos de sólidos moleculares: $H_2O_{(s)}$, $CO_{2(s)}$ y $C_{12}H_{22}O_{11(s)}$.

a) FFV b) VFV c) VFF
d) VVV e) VVF

52. Señalar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
    * El $NaCl_{(s)}$ conduce la electricidad en estado fundido.
    * El diamante es buen conductor eléctrico
    * El vidrio presenta un ordenamiento regular de sus partículas.
    * El $CO_{2(s)}$ presenta una elevada presión de vapor, respecto al hielo.

    a) VFVV b) VFVF c) VFFF
    d) VVFV e) VFFV

53. De las siguientes afirmaciones ¿Cuál de ellas es verdadera?

    a) La densidad del agua es mayor que la del hielo.
    b) La densidad del agua a 20°C es uno.
    c) El vidrio es un sólido cristalino.
    d) El cambio de estado gaseoso a líquido se llama sublimación.
    e) La nieve se forma de manera distinta que el hielo.

54. ¿Cuál de las siguientes alternativas corresponde a la definición de sustancia?

    a) Sal yodada.
    b) Yeso.
    c) Agua potable.
    d) Fosfato de Calcio.
    e) Mineral de cobre.

55. El proceso por el cual un compuesto o elemento sólido se transforma directamente en vapor, por efecto del calor, se denomina:

    a) Evaporación.
    b) Fusión.
    c) Sublimación.
    d) Vaporización.
    e) Solidificación.

56. Las propiedades físicas de la materia pueden dividirse en dos grupos:

    1. Extensivas, las que dependen de la cantidad de materia presente.
    2. Intensivas, las que no dependen de la cantidad de materia.
    Basado en las definiciones anteriores, precise Ud. ¿cuál de las siguientes propiedades no es intensiva?

    a) El punto de ebullición.
    b) La densidad de los líquidos.
    c) El número de átomos contenidos en una mol de cualquier elemento.
    d) La constante de equilibrio de una reacción química, a una temperatura determinada.
    e) El tiempo para llegar al punto de fusión de una determinada sustancia.

57. ¿Cuáles de los siguientes enunciados son verdaderos?
    I. El olor que tienen algunos sólidos, como el yodo y la naftalina, es una prueba de su apreciable presión de vapor.
    II. En los sólidos cristalinos, los átomos ocupan posiciones definidas y siguen un ordenamiento regular.
    III. El proceso de transformación de la fase sólida a la fase vapor en forma directa, se conoce como sublimación.

    a) I y II b) II y III c) Sólo II
    d) I y III e) I, II y III

58. ¿Cuál de las siguientes proposiciones es falsa?

    a) La densidad de los líquidos es, generalmente, mucho mayor que la de los gases.
    b) El calor de vaporización del agua líquida es mayor que su calor de fusión.
    c) La presión de vapor de todo líquido puro es constante a una temperatura dada y disminuye al elevarse la temperatura.
    d) Los líquidos se difunden mucho más lentamente que los gases.
    e) El agua de mar se congela a menor temperatura que el agua de río.

59. ¿Cuáles de los siguientes enunciados son verdaderos?
    I. Los líquidos que tienen elevadas viscosidades, presentan altos puntos de ebullición.
    II. Los líquidos con elevadas presiones de vapor, presentan bajas tensiones superficiales.
    III. La presión de vapor es independiente de la masa, volumen y temperatura del medio ambiente.

    a) I y II b) II y III c) Sólo II
    d) I y III e) I, II y III

60. El elemento oxígeno esta distribuido en la tropósfera como O_2 y en la estratosfera como O_3. ¿Cómo se debe designar apropiadamente este fenómeno?

    a) Isomorfismo. b) Polimorfismo.
    c) Isomería. d) Alotropía.
    e) Azeotropía.

Claves

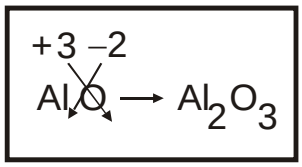
01.	b
02.	c
03.	e
04.	a
05.	b
06.	a
07.	e
08.	b
09.	b
10.	c
11.	c
12.	b
13.	c
14.	d
15.	d
16.	c
17.	b
18.	c
19.	b
20.	d
21.	e
22.	c
23.	b
24.	V
25.	e
26.	b
27.	a
28.	d
29.	a
30.	b

31.	a
32.	b
33.	c
34.	a
35.	d
36.	e
37.	c
38.	c
39.	e
40.	b
41.	c
42.	e
43.	a
44.	d
45.	d
46.	e
47.	e
48.	d
49.	e
50.	e
51.	a
52.	e
53.	d
54.	c
55.	e
56.	e
57.	e
58.	c
59.	a
60.	d

Capítulo

11

NOMENCLATURA INORGÁNICA



NOMENCLATURA QUÍMICA

Es el conjunto de reglas pre-establecidas internacionalmente y que debieran asignar nombres unívocos a las sustancias, es decir, un sólo nombre para una sustancia y una sola sustancia para un sólo nombre.

Distinguiremos tres tipos de nombres para los compuestos: los vulgares, los funcionales y los sistemáticos.

El ***nombre vulgar*** es todo nombre no ajustado a un sistema prefijado y que está muy arraigado en el lenguaje químico convencional. Generalmente, hace referencia a la etimología, origen, propiedad notable o reglas en desuso y, como son de uso generalizado, es recomendable memorizarlos.

FÓRMULA	***NOMBRE VULGAR***
NaOH	Soda caústica
NH_3	Amoníaco
H_2O	Agua
$Ca(OH)_2$	Cal apagada
H_3PO_4	Ácido fosfórico
NO	Óxido nítrico
KOH	Potasa caústica
CaO	Cal viva
$CaCO_3$	Caliza
N_2O	Óxido nitroso Gas hilarante

El ***nombre funcional*** es el que resulta de la combinación de dos palabras que establecen la identificación de un compuesto, basándose en la función química que lo constituye. El primer vocablo indica el nombre genérico y el segundo el nombre específico, indicativo de la especie química concreta de la que se trata.

FÓRMULA	***NOMBRE FUNCIONAL***
H_2SO_4	Ácido sulfúrico
Na_2O	Óxido de sodio
HNO_3	Ácido nítrico
SO_3	Anhídrido sulfúrico

Este tipo de nomenclatura si bien se encuentra muy arraigada en algunos casos concretos, se pretende que desaparezca por ser arbitraria y de requerir de un gran número de excepciones.

El ***nombre sistemático*** es el que indica la naturaleza y las proporciones de los constituyentes de una sustancia. Esta formado a base de un sistema de prefijos y sufijos, que indican en el primer caso, la estequiometría; y en el segundo caso, la naturaleza de las especies implicadas.

FÓRMULA	*NOMBRE SISTEMÁTICO*
BCl_3	Tricloruro de boro
CO	Monóxido de carbono
N_2O_4	Tetróxido de dinitrógeno
NO_2	Dióxido de nitrógeno
P_4O_{10}	Decaóxido de tetrafósforo

La estequiometría de los constituyentes en un compuesto puede indicarse directamente, haciendo uso de prefijos numerales o indirectamente, mediante el sistema stock. Los prefijos numerales se suelen emplear cuando en una sustancia existen varios constituyentes idénticos. Los prefijos numerales son:

PREFIJO	NUMERAL
mono	1
di	2
tri	3
tetra	4
penta	5
hexa	6
hepta	7
octa	8
nona	9
deca	10

El prefijo ***mono*** sólo es utilizado para una estequiometría 1:1.
El sistema stock consiste en colocar entre paréntesis, e inmediatamente después del nombre del elemento, un número romano que indica el estado de oxidación del mismo.

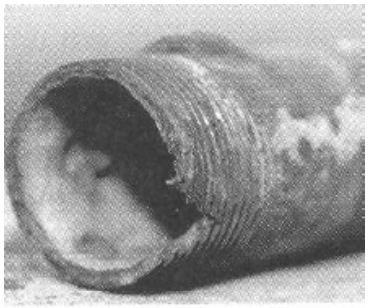
GRADO DE OXIDACIÓN: Llamado también estado de oxidación o número de oxidación. Se define como la naturaleza eléctrica que aparentan los átomos en las especies químicas. En términos simplificados, el grado de oxidación se puede entender como los electrones que se ganan o pierden en el supuesto de que los enlaces se rompan, ***asignando grado de oxidación negativo al átomo de mayor electronegatividad***.

REGLAS SOBRE GRADO DE OXIDACIÓN

1. Todo átomo en su elemento presenta grado de oxidación cero.
2. El átomo de oxígeno, en la mayoria de sus compuestos, tiene grado de oxidación -2, excepto en los peróxidos donde es -1.
3. El átomo de hidrógeno, en la mayoría de sus compuestos, tiene grado de oxidación, +1, excepto en los hidruros metálicos donde es -1.
4. Toda molécula es eléctricamente neutra, es decir, la suma algebraica de los grados de oxidación de todos los átomos es igual a cero.
5. En todo ión, la suma algebraica de los grados de oxidación de todos los átomos es igual a la carga del ión.

Óxidos básicos

Los óxidos básicos o metálicos son compuestos binarios que contienen un oxígeno y un metal.



Un metal se oxida (corrosión).

metal + oxígeno → óxido básico

Para escribir directamente la fórmula de los óxidos básicos se escriben los símbolos del metal y del oxígeno, se intercambian las valencias y estas se escriben como subíndices. Si son pares, se simplifica:

Para nombrar:

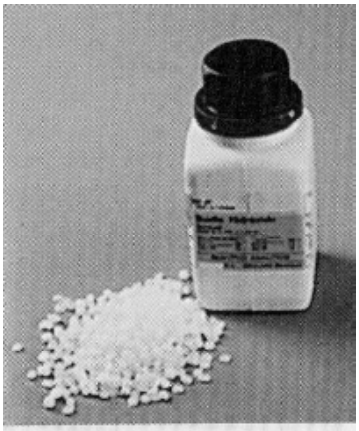
Caso 1: Si el metal tiene un sólo estado de oxidación se utiliza la palabra óxido seguido del nombre del metal. Ejemplo: óxido de sodio: $Na^{+1}O^{-2} \rightarrow Na_2O$

Caso 2: Si el metal presenta dos estados de oxidación, se utilizan los sufijos -OSO para el menor estado de oxidación e -ICO para el mayor estado de oxidación. Por ejemplo:

óxido cuproso : $Cu^{+1}\ O^{-2} \rightarrow Cu_2O$
óxido cúprico : $Cu^{+2}\ O^{-2} \rightarrow CuO$

Hidróxidos

Son compuestos ternarios que se caracterizan por que poseen el ión hidróxilo $(OH)^{-1}$, unido mediante enlace iónico al catión metálico. A los hidróxidos de los metales alcalinos (Li, Na, K, Rb y Cs) se les llama álcalis. Son muy solubles en el agua, tóxicos y venenosos. Generalmente se producen por reacción química del agua con los óxidos básicos o por la reacción directa de un metal alcalino o alcalino térreo con el agua.



Hidróxido de sodio (NaOH).

óxido básico + $H_2O \rightarrow$ hidróxido

$M^{+x} + (OH)^{-1} \rightarrow M(OH)_x$

Para nombrar:

* Hidróxido de sodio (+1) : $Na^{+1}(OH)^{-1}$ ® NaOH
* Hidróxido ferroso (+2;+3) : $Fe^{+2}(OH)^{-1}$ ® $Fe(OH)_2$
* Hidróxido férrico (+2; +3) : $Fe^{+3}(OH)^{-1}$ ® $Fe(OH)_3$

Nombres comunes:

NaOH : soda cáustica
KOH : sosa cáustica o potasa cáustico
$Ca(OH)_2$: cal apagada o lechada de cal
$Mg(OH)_2$: leche de magnesia

Los hidróxidos NaOH y KOH se usan en la fabricación de jabón desde hace muchos siglos con la denominación de álcalis.

Óxidos ácidos o anhídridos

Son óxidos formados por combinación del oxígeno con elementos no metálicos.

no metal + oxígeno $\rightarrow$ óxido ácido

Para nombrar se debe tener en cuenta:

no metal con dos valencias		
valencia	**prefijo**	**sufijo**
menor	_____	oso
mayor	_____	ico

no metal con tres valencias		
valencia	**prefijo**	**sufijo**
menor	hipo	oso
intermedio	_____	oso
mayor	_____	ico

no metal con cuatro valencias		
valencia	**prefijo**	**sufijo**
menor	hipo	oso
intermedia menor	_____	oso
intermedia mayor	_____	ico
mayor	per	ico

Por ejemplo:

1. Valencia : B_2O_3 anhídrido bórico
2. Valencias : CO anhídrido carbonoso
   CO_2 anhídrido carbónico
3. Valencias : SO anhídrido hiposulfuroso
   SO_2 anhídrido sulfuroso
   SO_3 anhídrido sulfúrico

Ácidos oxácidos

Son compuestos ternarios; en general se obtiene por reacción química de un óxido ácido (anhídrido) y el agua.

anhídrido + $H_2O \rightarrow$ oxácido

Para nombrar se debe tener en cuenta los mismos pasos que en caso de anhídridos.

Formulación directa de oxácidos:

$$H_xR^{V}O_{\frac{V+X}{2}}$$

En el caso del: B, P, As, Sb

$$H_3R^{V}O_{\frac{V+3}{2}}$$

Ejemplos:

* ácido sulfúrico (+2; +4; +6)
  $H_2S^{+6}O_4 \rightarrow H_2SO_4$

* ácido cloroso (+1; +3; +5; +7)
  $H_1Cl^{+3}O_2 \rightarrow HClO_2$

Aniones poliatómicos

Se obtienen al quitar 1 o más iones hidrógeno de un ácido oxácido. La nomenclatura clásica consiste en cambiar la terminación:

OSO $\rightarrow$ ITO
ICO $\rightarrow$ ATO

Ejemplos:

ácido nítrico ión nitrato

$$HNO_3 \xrightarrow{-1H^+} (NO_3)^{-1} <> NO_3^{-} <> NO_3^{1-}$$

ácido cloroso ión clorito

$$HClO_2 \xrightarrow{-1H^+} (ClO_2)^{-1} <> ClO_2^{-} <> ClO_2^{1-}$$

ácido hiposulfuroso ión hiposulfito

$$H_2SO_2 \xrightarrow{-2H^+} (SO_2)^{-2} <> SO_2^{=} <> SO_2^{2-}$$

Nota: Existen aniones ácidos que se obtienen por sustitución parcial de sus hidrógenos, se nombran tomando en cuenta el siguiente cuadro:

Número de iones hidrógeno no sustituídos	Prefijo	Sufijo
la mitad	bi	———
1 H	hidrógeno	ácido
2 H	dihidrógeno	diácido
3 H	trihidrógeno	triácido

Ejemplo:

$$H_2SO_4 \xrightarrow{-1H^+} HSO_4^{-1}$$

ácido sulfúrico

PROBLEMAS PROPUESTOS

Metales	No metales
Li, Na, K, Ag : +1 Ca, Mg, Zn : +2 Al : +3	B : +3 C : +2, +4 Cr : +3, +6
Cu, Hg : +1, +2 Fe, Co, Ni : +2, +3 Au : +1, +3 Pb, Sn : +2, +4	N, P : +3, +5 S : +2, +4, +6 Mn : +4, +6, +7 Cl, Br, I : +1, +3, +5, +7

Aplicaciones:

01. Óxido de plata. _____
02. Hidróxido férrico. _____
03. Óxido plúmbico. _____
04. Hidróxido auroso. _____
05. Óxido ferroso. _____
06. Hidróxido estañoso. _____
07. Óxido mercúrico. _____
08. Hidróxido de magnesio. _____
09. Óxido cuproso. _____
10. Óxido cobáltico. _____
11. Hidróxido de aluminio. _____
12. Óxido niquélico. _____
13. Hidróxido de sodio. _____
14. Óxido de litio. _____
15. Hidróxido aúrico. _____
16. Óxido de potasio. _____
17. Hidróxido plumboso. _____
18. Óxido auroso. _____
19. Hidróxido niquélico. _____
20. Óxido de sodio. _____
21. Hidróxido ferroso. _____
22. Óxido estánico. _____
23. Hidróxido cuproso. _____
24. Anhídrido carbónico. _____
25. Ácido sulfúrico. _____
26. Anhídrido cromoso. _____
27. Ácido nítrico. _____
28. Anhídrido fosfórico. _____
29. Ácido cloroso. _____
30. Anhídrido nitroso. _____

31. Ácido bórico. _____
32. Anhídrido mangánico. _____
33. Ácido peryódico. _____
34. Anhídrido sulfúrico. _____
35. Ácido hipobromoso. _____
36. Anhídrido crómico. _____
37. Ácido permangánico. _____
38. Ácido clórico. _____
39. Ácido sulfúrico. _____
40. Anhídrido carbonoso. _____
41. Ácido yódico. _____
42. Anhídrido hiposulfuroso. _____
43. Ácido crómico. _____
44. Anhídrido fosforoso. _____
45. Ácido bórico. _____
46. Anhídrido manganoso. _____
47. Ácido fosfórico. _____
48. Nitrito. _____
49. Carbonato. _____
50. Hipoclorito. _____
51. Permanganato. _____
52. Cromito. _____
53. Sulfato. _____
54. Nitrato. _____
55. Bromito. _____
56. Sulfito. _____
57. Cromato. _____
58. Clorato. _____
59. Iodito. _____
60. Fosfato. _____

SALES

Son combinaciones binarias o de orden superior, estructuralmente referibles a ser generados en procesos de neutralización entre una sustancia de carácter ácido y otra de carácter básico.
Una sal es un compuesto iónico formado por un ión positivo (catión) y un ión negativo (anión), con excepción del O^{2-}, OH^-, H^- quienes forman respectivamente óxidos, hidróxidos e hidruros.

CLASIFICACIÓN DE SALES

I. ***Por su origen:***

Las ***sales haloideas*** son aquellas que derivan estructuralmente de un ácido hidrácido.

NaCl	Cloruro de sodio.
KBr	Bromuro de potasio.
ZnS	Sulfuro de zinc.
$FeCl_3$	Cloruro de hierro (III).
	Cloruro férrico.

Las ***sales oxisales*** derivan estructuralmente de un ácido oxácido.

$CaSO_4$	Sulfato de calcio.
KNO_3	Nitrato de potasio.
$CaCO_3$	Carbonato de calcio.
$Fe_2(SO_4)_3$	Sulfato de hierro (III).
	Sulfato férrico.

II. ***Por su Constitución:***

Las ***sales neutras*** son aquellas que no contienen hidrógenos ionizables, debido a que todos han sido intercambiados por cationes.

$KClO_3$	Clorato de potasio.
KI	Yoduro de potasio.

Las ***sales ácidas*** son aquellas que contienen hidrógenos ionizables.

$NaHSO_4$	Sulfatoácido de sodio; hidrógenosulfato de sodio.
K_2HPO_4	Fosfatoácido de potasio; hidrógenofosfato de potasio.

Las ***sales hidratadas*** son aquellos compuestos que contienen moléculas de agua débilmente unidas en sus cristales. Estas sustancias se obtienen, con frecuencia, evaporando las soluciones acuosas de la sal.
La nomenclatura de los hidratos. Consiste en nombrar a la sal contenida en el compuesto adicionando el sufijo hidratado, dihitratado, trihidratado ....., según sean 1,2,3.... las moléculas de agua unidas a la sal.

$CoCl_2.6H_2O$ Cloruro de cobalto (II) hexahidratado, cloruro cobaltoso hexahidratado.

$CaSO_4.2H_2O$ Sulfato de calcio dihidratado, ***yeso*** (nombre vulgar).

$Na_2B_4O_7.10H_2O$ Tetraborato de sodio decahidratado, ***bórax*** (nombre vulgar)

$MgSO_4.7H_2O$ Sulfato de magnesio heptahidratado, ***sal de epsom*** (nombre vulgar)

HIDRUROS METÁLICOS

Son combinaciones binarias de elementos metálicos con el hidrógeno. Los elementos más electropositivos: metales alcalinos y metales alcalinos térreos forman hidruros de gran carácter iónico, llamados hidruros salinos. Puede considerarse que constan de cationes metálicos e iones hidruro, H^-

NaH	Hidruro de sodio.
CaH_2	Hidruro de calcio.

Los hidruros de metales de transición presentan propiedades muy diversas y se preparan por acción directa del hidrógeno sobre los metales.

CuH	Hidruro de cobre (I).
UH_3	Hidruro de uranio (III).

HIDRUROS NO METÁLICOS

Son sustancias referibles a la combinación del resto de los no metales (excepto halógenos y calcógenos que son denominados hidrácidos) con el hidrógeno. Los hidruros no metálicos son, en general, sustancias moleculares volátiles.
Estos hidruros se consideran normalmente una excepción a las reglas de nomenclatura, recibiendo nombres comunes.

BH_3 :	Borano	CH_4 :	Metano
SiH_4 :	Silano	GeH_4 :	Germano
NH_3 :	Amoníaco	PH_3 :	Fosfina
AsH_3 :	Arsina	SbH_3 :	Estibina

HIDRÁCIDOS

Son combinaciones binarias de los halógenos o calcógenos con el hidrógeno, y que, disueltos en el agua, tienen comportamiento ***ácido***, generando iones hidrógeno, H^+.

FORMULACIÓN:

E : No metal (VIA - VIIA)

NOMENCLATURA

El método tradicional se reserva para las soluciones acuosas de estas sustancias.

$H_2S_{(g)}$	Sulfuro de hidrógeno.	$HCl_{(g)}$	Cloruro de hidrógeno.
$H_2S_{(ac)}$	Ácido sulfhídrico.	$HCl_{(ac)}$	Ácido clorhídrico.

Capítulo
12
UNIDADES QUÍMICA DE MASA

AMADEO AVOGADRO (1776 - 1856)

Físico italiano, nacido en Turín el 9 de agosto 1776. Su padre. perteneciente a la carrera jurídica, le hizo seguir los mismos estudios llegando a licenciarse en leyes en 1792 y obtener el grado de doctor cinco años más tarde, ejerciendo esta carrera durante algún tiempo. En 1800 se aficionó a las Matemáticas y a la física especializándose en estas materias hasta el punto de ser nombrado profesor de Física en el Real Colegio de Vercelli y, posteriormente, de Física-matemática en el de Turín. Esta cátedra fue suprimida por los hechos revolucionarios acaecidos en 1822. Reincorporado a la misma en 1834, continuó en ella hasta su jubilación. Falleció en Turín el 9 de julio de 1856.
De una gran inteligencia, sus escritos no fueron aceptados inmediatamente, por lo que fue muy poco conocido en su país y aún menos en el extranjero, a pesar de que en 1811 publicó en el «Journal de Physique» de París un trabajo titulado *Essai d'une maniere de déterminer les masses relatives des molécules élémentaires des corps et les proportions selon lesquelles elles entrent dans ces combinaisons.*

MASA ATÓMICA PROMEDIO

Es la masa relativa, promedio y ponderada (m.A.) asignada a los átomos de un elemento químico, comparada con la doceava parte de la masa del isótopo carbono-12, a quien se denomina unidad de masa atómica (***uma***). La masa atómica promedio determina cuántas veces es la masa promedio de los átomos de cada elemento respecto de la ***uma***. Por ejemplo, *La masa atómica promedio* del oxígeno es 16 uma, entonces, significa que la masa promedio de los átomos de oxígeno resulta ser 16 veces la ***uma***.
La denominación de «peso atómico», referida en algunos textos, estrictamente es inadecuada puesto que se refiere a masas. No obstante; su uso está difundido.

Según el SI, la abreviatura de la unidad de masa atómica es «***u***». No obstante, usaremos la notación «***uma***» por estar más difundida.
La masa atómica promedio se determina experimentalmente como la media ponderada de todos los isótopos naturales no radiactivos. Por ejemplo, el magnesio en la naturaleza consta de tres isótopos naturales no radiactivos.

y la masa atómica promedio es:
m.A. (Mg)=
m.A.(Mg) = 24,30 uma

Mol:
Es la cantidad de sustancia que contiene $6{,}023.10^{23}$ unidades estructurales (átomos, moléculas, u otras partículas).

$$1 \text{ mol} = 6{,}023.10^{23} \text{ unidades} = \text{No unidades}$$

No $\rightarrow$ número (nº) de avogadro

Ejemplo:

1 mol (átomos) = $6{,}023.10^{23}$ átomos.
1 mol (moléculas) = $6{,}023.10^{23}$ moléculas.
1 mol (electrones) = $6{,}023.10^{23}$ electrones.

Mol de átomo (at-g)
Es el peso en gramos de un mol de átomos ($6{,}023.10^{23}$ átomos) de un elemento. Este peso es exactamente igual al peso atómico expresado en gramos.

Ejemplos:

• Para el Sodio: P.A. = 23uma

1 at-g de Sodio
→ pesa 23g
→ contiene $6{,}023.10^{23}$ átomos de Sodio

• Para el Oxígeno: P.A. = 16uma

1 at-g de Oxígeno
→ pesa 16g
→ contiene $6{,}023.10^{23}$ átomos de Oxígeno

Masa molar (M)

Se determina sumando los pesos atómicos de los elementos teniendo en cuenta el número de átomos de cada uno en la molécula.

Ejemplos:

H_2O

P.A. → H = 1, O = 16

$2H = 2 \times 1 = 2$
$1O = 1 \times 16 = 16$
$\boxed{18} \Rightarrow \overline{M}$

$CaCO_3$

P.A. → Ca = 40, C = 12, O = 16

$1Ca = 1 \times 40 = 40$
$1C = 1 \times 12 = 12$
$3O = 3 \times 16 = 48$
$\boxed{100} \Rightarrow \overline{M}$

Mol de moléculas (mol-g)

Es el peso en gramos de un mol de moléculas ($6{,}023.10^{23}$ moléculas), de una sustancia química. Este peso es exactamente igual al peso molecular expresado en gramos.

Ejemplos:

• Para el agua: H_2O = 18uma

1 mol-g de H_2O
→ pesa 18g
→ contiene $6{,}023.10^{23}$ moléculas de H_2O

• Para el O_2: = 32uma

1 mol-g de O_2
→ pesa 32g
→ contiene $6{,}023.10^{23}$ moléculas de O_2

PROBLEMAS PROPUESTOS

01. Determinar el peso atómico a partir de los siguientes datos:

Isótopos	^{51}E	^{53}E
Abundancia	60%	40%

a) 50,8 b) 51 c) 51,8
d) 52,3 e) 58,1

02. Cierto elemento presenta dos isótopos ^{40}E, ^{39}E. Si por cada 5 átomos ligeros existen 3 átomos pesados, determinar el peso atómico.

a) 39,4 b) 39,5 c) 39,6
d) 39,8 e) 39,9

03. Un elemento presenta dos isótopos cuyos números de masa son 33 y 35. Si el peso atómico es 33,8; hallar la abundancia del isótopo pesado.

a) 30% b) 40% c) 50%
d) 60% e) 70%

04. ¿Cuánto pesan 3 at-g de Sodio?
P.A. (Na = 23)

a) 69g b) 32 c) 23
d) 46 e) 96.

05. ¿Cuántos átomos hay en 120g de Magnesio?
P.A. (Mg = 24)

a) 10 b) 5 c) 5.10^{23}
d) 30.10^{23} e) 18.10^{-23}

06. ¿Cuántos at-g hay en 160g de Calcio?
P.A. (Ca = 40)

a) 0,25 b) 4 c) 16
d) 2 e) 0,4

07. ¿Cuánto pesan 3.10^{23} átomos de Litio?
P.A. (Li = 7)

a) 2,5g b) 5 c) 10
d) 1,25 e) 3,5

08. ¿Cuántos átomos hay en 10g de Neón: $^{20}_{10}Ne$?

a) 6.10^{23} b) 3.10^{23} c) 0,5
d) 42 e) N.A.

09. ¿Cuánto pesa un átomo de $^{32}_{16}S$?

a) $0,19.10^{-22}$ ^{0}g b) 3.10^{23}
c) $0,16.10^{-23}$ d) $5,3.10^{-23}$
e) N.A.

10. Calcular el peso molecular de un alcaloide (compuesto químico) presente en la planta de la marihuana. ($C_{21}H_{30}O_2$)
P.A. (C = 12, O = 16)

a) 310 b) 311 c) 312
d) 313 e) 314

11. ¿Cuántas moles hay en 90g de Agua?
($\overline{M}$ = 18)

a) 15 b) 8 c) 5
d) 10 e) 20

12. ¿Cuál es el número de moléculas que hay en 8 gramos de Metano (CH_4)?
P.A. (C = 12, H = 1)

a) 0,5 b) 2 c) 6.10^{23}
d) 3.10^{23} e) $1,5.10^{23}$

13. Hallar la masa existente en 0,5 mol-g de Anhídrido Carbónico. (CO_2)
P.A. (C = 12, O = 16)

a) 88g b) 44 c) 22
d) 11 e) 98

14. ¿Cuántas moléculas hay en 600g de $CaCO_3$?
($\overline{M}$ = 100)

a) 6 b) 10 c) 12
d) 36.10^{23} e) 6.10^{23}

15. Calcular cuántas moléculas existen en 684g de azúcar blanca ($C_{12}H_{22}O_{11}$).
P.A. (C = 12, H = 1, O = 16)
No = nº de avogadro.

a) 2No b) 3No c) 5No
d) 6No e) No

16. ¿Cuántos gramos pesa una molécula de Oxígeno (O_2)?
P.A. (O = 16)

a) 16 b) $1,9.10^{-24}$ c) 16.10^{-23}
d) $9,6.10^{-23}$ e) $5,3.10^{-23}$

17. ¿Cuántos átomos existen en 400g de $CaCO_3$?
P.A. (Ca = 40, C = 12, O = 16)

a) $1,2.10^{21}$ b) $1,2.10^{22}$
c) $1,2.10^{23}$ d) $1,2.10^{25}$
e) $1,2.10^{24}$

18. ¿Cuántos neutrones existen en 115g de Sodio: $^{23}_{11}Na$?

a) 12No b) 60No c) 30No
d) 5No e) 6No

19. Si un átomo de un elemento pesa: $1{,}2.10^{-22}$g. Calcular el peso atómico correspondiente.

a) 52 b) 720 c) 80
d) 72 e) 7,2

20. Determine la fórmula de un hidrocarburo acetilénico (C_nH_{2n-2}), si se ha comprobado que el peso de una molécula de dicho hidrocarburo es $2{,}291.10^{-22}$g.
P.A. (C = 12, H = 1)

a) C_8H_{18} b) C_8H_{14} c) $C_{10}H_{18}$
d) C_7H_{12} e) C_9H_{16}

21. El peso molecular del compuesto $Fe_y(SO_4)_x$ es 400. Sabiendo que el peso molecular de Fe_2O_x es 160, hallar la masa de una molécula de PbO_y.
P.A. (Fe = 56, S = 32, Pb = 207)

a) 42.10^{-23}g b) 6.10^{-23}
c) $27{,}3.10^{-23}$ d) $39{,}8.10^{-23}$
e) 3.10^{-23}

22. En un platillo de una balanza se coloca 7 moles de Fe_2O_3. ¿Cuántas moles de óxido de Calcio (CaO) se deben colocar en otro platillo para equilibrar ambos platillos?
P.A. (Ca = 40, O = 16)

a) 20 b) 21 c) 24
d) 17 e) 12

23. Una muestra de $Fe(OH)_3$ contiene 3.10^{24} átomos de Oxígeno. ¿Cuánto pesa la muestra?
P.A. (Fe = 56)

a) 120g b) 214 c) 178
d) 500 e) N.A.

24. Supóngase que en una reacción necesitamos 3.10^{21} iones de Ba y queremos tomarlas de $Ba(NO_3)_2$. ¿Qué masa de $Ba(NO_3)_2$ se necesita?
P.A. (Ba = 137; N = 14; O = 16)

a) 0,68 g b) 0,32 c) 1,30
d) 2,60 e) 1,15

25. Por análisis de una muestra $Fe_2(SO_4)_3$ nos proporciona 1,2 mol de oxígeno. ¿Cuántas moles de hierro están presentes en la muestra?

a) 0,2 mol b) 0,4 c) 0,6
d) 1,0 e) 0,8

* Señalar verdadero o falso:

26. 0,02 mol H_2S < > 1,204.1023 moléculas de $\boldsymbol{H_2S}$.
( )

27. 1,12 L de $\boldsymbol{SO_{3(g)}}$ a CN < > 4 g $\boldsymbol{SO_3}$.
Dato: m.A. [S = 32]
( )

28. 0,01 mol $\boldsymbol{O_2}$ < > $1{,}2046.10^{22}$ átomos $\boldsymbol{O}$.
( )

29. 1 mol de átomos $\boldsymbol{Na}$ < > 1 at-g Na.
( )

30. Un átomo de plomo tiene una masa equivalente a (207/No) gramos. m.A [Pb = 207]
( )

31. Si un átomo de cobalto tiene una masa de $9{,}796.10^{-23}$ gramos; entonces, su masa atómica es 59.
( )

32. 5,6 L de oxígeno gaseoso, $\boldsymbol{O_2}$, contiene 6,023.1023 átomos de 0xígeno.
( )

33. 40 gramos de $\boldsymbol{SO_3}$ contiene 1,5 No moléculas de $\boldsymbol{O_2}$.
Dato: m.A [S = 32]
( )

34. 2,4092.1023 moléculas de $\boldsymbol{N_2O_4}$ están potencialmente contenidos en 4,48 L de $\boldsymbol{O_2}$ gaseoso en condiciones normales.
( )

35. 34,4 gramos de $\boldsymbol{CaSO_4.2H_2O}$ contiene 0,4 moles de agua. Dato: m.A. [Ca = 40, S = 32]
( )

OPCIÓN MÚLTIPLE. Elija la respuesta correcta para cada una de las siguientes proposiciones:

36. Si el peso fórmula de $FeXO_4$ es 232. Hallar el peso fórmula de N_2OX.
Dato: m.A. [Fe = 56 , N = 14].

a) 28 b) 46 c) 76
d) 92 e) 112

37. Si el peso fórmula del $Na_2SO_4.\boldsymbol{X}H_2O$ es 322. Determinar el peso fórmula del $P_4O\boldsymbol{X}$. Dato: m.A. [Na = 23, S = 32, P = 31].

a) 184 b) 284 c) 267
d) 304 e) 144

38. El compuesto $MgSO_4.XH_2O$ tiene una masa molar de 246 g/mol. Determinar cuál es la masa molar de Cl_2OX.
Dato: m.A. [Mg = 24, S = 32,Cl = 35,5]

a) 183 g/mol b) 171 c) 119
d) 87 e) 176

39. Se tiene 32 gramos de óxido férrico, Fe_2O_3. Determinar, cuántas moles de hierro están presentes en dicha cantidad de sustancia. Dato: m.A.[Fe=56].

a) 0,1 mol b) 0,2 c) 0,3
d) 0,4 e) 0,6

40. Se tiene 112 litros de trióxido de azufre gaseoso, SO_3, a condiciones normales. Determinar ¿cuántas moléculas de SO_3 están presentes en dicha cantidad de sustancia. Dato: No=número de Avogadro, m.A. [S=32]

a) 2 No b) 3 No c) 4 No
d) 5 No e) 1,4 No

41. Un átomo de plomo tiene una masa de $3,437.10^{-22}$ gramos. Determinar la masa atómica promedio del plomo.

a) 203 b) 207 c) 191
d) 210 e) 200,2

42. La molécula de menor masa molar es:
Dato: m.A. (C=12; Cl=35.5; O=16)

a) Dióxido de Carbono.
b) Cloro gaseoso.
c) Monóxido de Carbono.
d) Oxígeno molecular.
e) Ozono.

43. ¿Cuántos átomos de cobre están contenidos en 2 g de cobre puro?
m.A. (Cu=63,5); No $=6,02.10^{23}$

a) $1,9.10^{22}$ b) $2,1.10^{22}$ c) $3,.5.10^{23}$
d) $5,5.10^{23}$ e) $7,9.10^{23}$

44. Si la masa molar del óxido férrico es 160 g/mol. ¿cuál será la masa de 0,5 milimoles de dicho óxido?
m.A. (Fe = 56).

a) 8 g b) 80 c) 0.8
d)16 e) 0.08

45. El átomo de un elemento desconocido tiene una masa de $1,08.10^{-22}$g. Entre las alternativas determinar, cuál es el elemento implicado. Dato: m.A. [Co=59; Ni=58,7; Zn=65; Al=27; Ag=108]

a) Co b) Ni c) Zn
d) Al e) Ag

46. Si un átomo de oro tiene una masa de $3,27.10^{-22}$ g. Determine cuál es la masa de 1,2 moles de átomos de oro.

a) 197 b) 207 c) 236,4
d) 167,1 e) 106,5

47. Si una molécula de una sustancia ***X*** tiene una masa de $1,66.10^{-22}$ g , determine cuál será la masa de 1,2 No moléculas de la sustancia X. Dato: No = número de Avogadro.

a) 100 g b) 120 c) 140
d) 112 e) 60

48. Calcular la abundancia relativa en porcentaje del isótopo () si se sabe que la masa atómica del cobre es 63,55 uma y que está constituido por los isótopos ^{63}Cu y ^{65}Cu cuyas masas isotópicas son 62,93 uma y 64,93 uma respectivamente.

a) 29% b) 31% c) 47%
d) 63% e) 69%

49. ¿Cuál de las siguientes cantidades de sustancias contiene mayor masa?
m.A.(N=14; O=16; H=1; Fe=56; Na = 23)

a) $1,204.10^{23}$ átomos de Na
b) 1 mol de N_2O_5
c) 112 L $H_{2(g)}$
d) 2 No moléculas N_2
e) 5 at-g de Fe

50. El oro es un metal que fue empleado por los antiguos artesanos para elaborar preciados objetos cuyo brillo perdura con el paso de los tiempos, es decir, no se oxida fácilmente. Si un anillo contiene 0,25 g de oro. ¿Cuántos átomos de oro existen en el anillo?
m.A.: (Au=197)

a) 196.07 b) $1,53.10^{21}$ c) $6,023.10^{23}$
d) $7,64.10^{20}$ e) $1,506.10^{23}$

51. ¿Cuántos gramos de calcio existen en el $Ca(NO_3)_2$; si se tiene una muestra de esta sal que contiene 20 g. de nitrógeno?
m.A.: (Ca=40; N=14; O=16).

a) 28.6 g b) 14.3 c) 7.2
d) 5.2 e) 4.3

52. De los 10,8 Kg. de hueso que en promedio tiene el esqueleto de una persona adulta, el 50% corresponde a la masa del fosfato de calcio: $Ca3(PO_4)_2$ ¿Cuál es el número de átomos de calcio contenidos en el esqueleto? Dato: m.A. (Ca =40; P =31)

a) 52,26 b) 52,26 No c) 16,6No
d) 21,6No e) 5,4

53. Las feromonas son un tipo especial de compuestos secretados por las hembras de muchas especies de insectos con el fin de atraer a los machos para el apareamiento. Una feromona tiene la fórmula molecular $C_{19}H_{38}O$. Normalmente, la cantidad de estas feromonas

secretada por una hembra es aproximadamente $1,0.10^{-12}$g.
¿Cuántas moléculas hay en esta masa de feromonas?
m.A. (C=2; H=1; O=16).

a) $1,66.10^{-56}$ b) $3,54.10^{-15}$
c) $6,02.10^{11}$ d) $4,68.10^{-22}$
e) $2,13.10^{9}$

54. La sal de Mohr es una sustancia de múltiple uso en química analítica y tiene por fórmula $(NH_4)_2Fe(SO_4)_2.6H_2O$. Determinar en cuántas milimoles de sal de Mohr están contenidas $7,2276.10^{21}$ moléculas de agua.
No = $6,023.10^{23}$

a) 16 b) 3 c) 2
d) 12 e) 24

55. ¿Cuántas moles de H_2SO_4 habrá en 250 mL de una solución de H_2SO_4 al 95%, cuya densidad es 1,84 g/cm^3?
m.A.(S=32; O=16; H=1).

a) 2,5 b) 3,0 c) 5,5
d) 4,46 e) 1,5

56. Al calentar 0,625 g de sulfato de magnesio polihidratado se desprende toda el agua de hidratación la cual tiene una masa de 0.32 g. ¿Cuál es la fórmula de la sal hidratada?
m.A. (Mg=24; S=32; O=16; H=1).

a) $MgSO_3.7H_2O$ b) $MgSO_4.5H_2O$
c) $MgSO_4.7H_2O$ d) $MgSO_4.6H_2O$
e) $MgSO_4.3H_2O$

57. ¿Qué masa de $Al_2(SO_4)_3$ con 20% de impurezas contiene la misma cantidad de azufre que 200 g de Na_2SO_4 con 90% de pureza? m.A. (Al=27; Na=23; S=32)

a) 190,5 g b) 170,5 g c) 181,8g
d) 180,6 g e) 191,6g

58. Se tiene 7,64 gramos de tetraborato de sodio polihidratado,$[Na_2B_4O_7.XH_2O]$. Al calentarse enérgicamente a 110°C durante 3 horas, queda un residuo de 4,04 gramos de la sal anhidra. Hallar el nombre del compuesto inicial.
Dato: m.A. [Na=23; B=11].

a) Tetraborato de sodio dihidratado.
b) Tetraborato de sodio decahidratado.
c) Tetraborato de sodio pentahidratado.
d) Tetraborato de sodio trihidratado.
e) Tetraborato de sodio dodecahidratado.

59. Indique la relación incorrecta:

a) Una mol de ácido acético (CH_3COOH) se tiene 4 moles de átomos hidrógeno.
b) A partir 34 g de NH_3, es posible obtener como máximo 28 g de nitrógeno.
c) En 0,5 mol de H_2O existen $6,023.10^{23}$ átomos de hidrógeno.
d) Una mol de moléculas de oxígeno gaseoso tiene una masa que es el doble que la de una mol de nitrógeno gaseoso.
e) Una mol de átomos de carbono tiene una masa 12 g.

60. Señale «V» o «F»:
* La masa atómica promedio de un elemento es la masa de un átomo de dicho elemento expresado en gramos.
* Un átomo-gramo de Potasio (K - 39) posee mayor cantidad de átomos que un átomo-gramo de Oxígeno(O - 16).
* Un mol de agua pesa más que un mol de gas hidrógeno (H_2).

a) VVF b) FVV c) VFV
d) FVF e) FFV

Claves

01.	c
02.	a
03.	b
04.	a
05.	d
06.	b
07.	e
08.	b
09.	d
10.	e
11.	c
12.	d
13.	c
14.	d
15.	a
16.	e
17.	d
18.	b
19.	d
20.	c
21.	d
22.	a
23.	c
24.	a
25.	a
26.	F
27.	V
28.	V
29.	V
30.	V

31.	V
32.	F
33.	F
34.	F
35.	V
36.	c
37.	b
38.	a
39.	d
40.	d
41.	b
42.	c
43.	a
44.	e
45.	c
46.	c
47.	b
48.	e
49.	d
50.	d
51.	a
52.	b
53.	e
54.	c
55.	d
56.	c
57.	d
58.	b
59.	d
60.	e

Capítulo

13

COMPOSICIÓN CENTESIMAL (CC) FÓRMULA EMPÍRICA (FE) Y FÓRMULA MOLECULAR (FM)

JÖNS JACOB BERZELIUS

Científico sueco, uno de los fundadores de la Química moderna. Se le conoce en especial por la determinación de pesos atómicos, el desarrollo de los símbolos químicos modernos, su teoría electroquímica, el descubrimiento y aislamiento de varios elementos, el desarrollo de técnicas analíticas clásicas, sus investigaciones sobre isomería y catálisis, nombres que él mismo les dio. A continuación, se da una breve reseña histórica de la vida de Berzelius:

1779 Nace en Linlöping, Suecia. Desde niño mostró su interés por la química.

1802 Recibe el título de médico de la Universidad de Uppsala, y se convirtió en profesor asistente de Medicina, Botánica y Farmacia en Estocolmo.

1803 Descubre el elemento Cerio.

1807 Profesor titular, elegido en la Academia Real de Ciencia de Estocolmo. Comenzó su análisis de la composición de los compuestos químicos. En un período de 10 años, estudió cerca de 2000 compuestos.

1815 Profesor de Química en el Instituto Médico-Quirúrgico Real Carolino de Estocolomo.

1817 Descubre el Selenio.

1818 Publicó una tabla de proporciones de combinación y pesos atómicos basados en el Oxígeno como referencia y guiado por la ley de proporciones múltiples, la teoría atómica y la ley de volúmenes de combinación de Gay-Lussac. Secretario permanente de la Real Academia.

1823 Aisla el Silicio.

1824 Descubre el Circonio.

1825 Descubre el Titanio.

1828 Descubre el elemento Torio.

1835 Fue nombrado Barón.

COMPOSICIÓN PORCENTUAL DE LAS SUSTANCIAS

Cuando un químico ha descubierto un nuevo compuesto, la primera pregunta que debe responder es: ¿Cuál es su fórmula? Para responder, empieza por efectuar un análasis cualitativo para determinar las sustancias que lo componen, seguido de un análisis cuantitativo para determinar la proporción de los mismos. Esto se expresa convenientemente como composición centesimal, esto es, como están los porcentajes de las masas de cada elemento en el compuesto.

La composición centesimal es una propiedad intensiva que determina cuántos gramos de cada componente están presentes en cada 100 gramos de muestra.

La composición porcentual de una sustancia se puede calcular conociendo su fórmula, o si las masas de dos o más elementos que se hayan combinado entre sí se conocen o se pueden determinar experimentalmente. Si se conoce la fórmula, el proceso para calcular la composición porcentual se lleva a cabo en dos pasos.

Paso 1: Calcular la masa molar como se indicó en el capitulo 11.

Paso 2: Dividir la masa total que le corresponde a cada elemento (dentro de la unidad fórmula) entre la masa molar y multiplicar por 100, al cociente obtenido anteriormente

$$\%\,\text{masa de A} = \frac{\text{Masa de A en el todo}}{\text{masa del todo}} \times 100 \ \%$$

La masa molar representa la masa total, es decir, el 100% del compuesto. Así, la composición porcentual del agua, H_2O, es 11,1% de ***H*** y 88,9% de ***O***, en masa. De acuerdo con la ley de las Proporciones Definidas, la composición porcentual debe ser la misma independientemente del tamaño de la muestra que se tome.

Ejemplo:

Determinar la composición centesimal del fósforo en el fosfato de calcio: $Ca_3(PO_4)_2$.

Dato: m.A. (P=31; Ca=40).

Solución:

Paso 1: Determinar la masa molar del $Ca_3(PO_4)_2$

	Masa del elemento
3 Ca	3 x 40 g = 120 g
2 P	2 x 31 g = 62 g
8 O	8 x 16 g = 128 g
	Masa molar = 310 g/mol

Paso 2:

$$\%P = \frac{62 g/mol}{310 g/mol} \times 100\,\%$$

% P = 20%

FÓRMULA EMPÍRICA (FE) Y FÓRMULA MOLECULAR (FM)

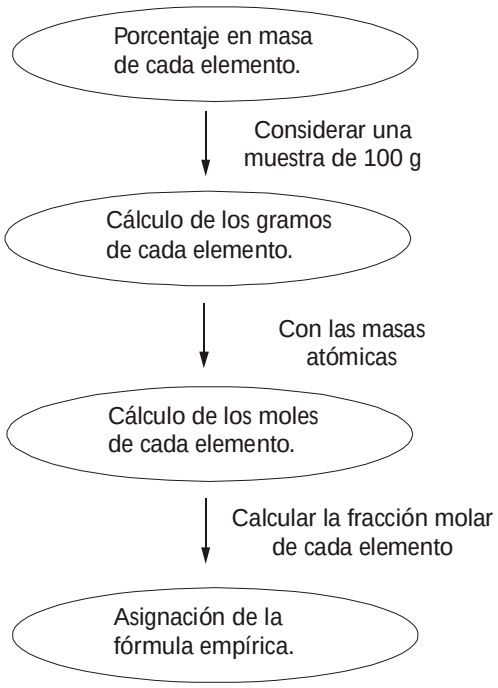
La ***fórmula empírica***, o fórmula más simple, determina la relación de átomos presentes en una unidad fórmula. Por ejemplo, sea la fórmula del etano C_2H_6, como la proporción de átomos de carbono a hidrógeno es de 1 a 3, respectivamente, entonces, su fórmula empírica es CH_3.

La ***fórmula molecular*** es la fórmula global, que representa el número total de átomos de cada elemento presentes en una unidad fórmula del compuesto. Es posible que dos o más sustancias distintas tengan la misma composición porcentual; por tanto, la misma fórmula empírica, y ser sustancias diferentes, ya sea con la misma fórmula molecular o con diferentes fórmulas moleculares. Por ejemplo, el acetileno, C_2H_2 es un gas que se usa en soldadura; el benceno, C_6H_6 es un importante solvente o disolvente que se obtiene del alquitrán de hulla y se usa en la síntesis del estireno y del nilón o nylon. Tanto acetileno como benceno contienen 92,3 % de ***C*** y 7,7 % de ***H***. La mínima relación de ***C*** y ***H*** que corresponde a esos por cientos es CH (1:1). Por lo tanto, la fórmula empírica tanto para el acetileno como para el benceno es ***CH***, aun cuando se sabe que las fórmulas moleculares son C_2H_2 y C_6H_6, respectivamente. No es raro que la fórmula molecular sea igual a la fórmula empírica. En caso contrario, la fórmula molecular es un múltiplo entero de la fórmula empírica.

	Composición		
Fórmula	% C	% H	Masa molar
CH (empírica)	92,3	7,7	13,0 (Fórmula empírica)
C_2H_2 (acetileno)	92,3	7,7	26,0 (2 x 13,0)
C_6H_6 (benceno)	92,3	7,7	78,0 (6 x 13,0)

CUADRO 12.1: FÓRMULAS EMPÍRICAS Y MOLECULARES DE ALGUNOS COMPUESTOS.

Compuesto	Fórmula empírica	Fórmula molecular
Acetileno	CH	C_2H_2
Benceno	CH	C_6H_6
Etileno	CH_2	C_2H_4
Formaldehido	CH_2O	CH_2O
Ácido acético	CH_2O	$C_2H_4O_2$
Glucosa	CH_2O	$C_6H_{12}O_6$
Cloruro de hidrógeno	HCl	HCl
Dióxido de carbono	CO_2	CO_2
Diborano	BH_3	B_2H_6
Hidrazina	NH_2	N_2H_4
Hidrógeno	H	H_2
Cloro	Cl	Cl_2
Bromo	Br	Br_2
Oxígeno	O	O_2
Nitrógeno	N	N_2



CÁLCULO DE LA FÓRMULA MOLECULAR (FM) A PARTIR DE LA FÓRMULA EMPÍRICA (FE)

Es posible establecer una fórmula empírica porque:

1. Los átomos individuales que se combinan para formar un compuesto lo hacen en relaciones de números enteros y
2. Cada elemento tiene una masa atómica definida.

Para obtener una fórmula empírica, necesitamos conocer:

1. Los elementos que se combinan.
2. Sus masas atómicas promedio.
3. La relación en masa, o porcentaje en masa en que se han combinado.

Si los elementos ***A*** y ***B*** forman un compuesto, se puede representar a la fórmula empírica como A_xB_y, siendo ***X*** e ***Y*** números enteros, que representan la proporción en la que los átomos de ***A*** y de ***B*** se combinan para formar una unidad fórmula. Para escribir la fórmula empírica, se deben calcular ***X*** e ***Y***. La solución de este problema necesita de tres a cuatro pasos.

Paso 1. Suponer una cantidad definida como base (generalmente 100 g) del compuesto, si es que no es dato del problema, y expresar la masa de cada elemento en gramos.

Paso 2. Determinar el número de moles de átomos de cada elemento (***n***). Dividir la masa de cada elemento entre su masa atómica promedio (m.A.).

$$n = \text{masa del elemento} / \text{m.A.}$$

Paso 3. Dividir cada uno de los valores obtenidos en el paso 2 entre el menor de los valores obtenidos. Si los números obtenidos por este procedimiento son números enteros, se usan como subíndices al escribir la fórmula empírica. Si los números obtenidos no son enteros, proseguir con el paso 4.

Paso 4. Multiplicar los valores obtenidos en el paso 3 por el número mínimo que los convierta en números enteros. Usar esos números enteros como los subíndices de la fórmula empírica. Por ejemplo, si la relación de ***A*** a ***B*** es ***1,0 : 1,5***, se pueden multiplicar ambos números por 2 para obtener la relación de ***2: 3***. La fórmula empírica en este caso sería A_2B_3.

Ejemplo:

Un sulfuro de hierro se formó combinando 2,233 g de hierro, con 1,926 g de azufre. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?

Paso 1 y 2. Se dan los gramos de cada elemento, de modo que los podemos usar directamente en nuestros cálculos. Para obtener el número relativo de moles de cada elemento, se multiplican los gramos de cada elemento por el factor adecuado de (mol/masa molar).

$$\text{Fe: } 2{,}233 \text{ g Fe} \times \frac{1 \text{mol átomos Fe}}{55{,}8 \text{ g Fe}} = 00400 \text{ mol átomos Fe}$$

$$\text{S: } 1{,}926 \text{ g S} \times \frac{1 \text{mol átomos Fe}}{32{,}1 \text{g S}} = 0{,}0600 \text{ mol átomos S}$$

Paso 3. Se divide cada número de moles entre el valor mínimo de ellos.

$$\text{Fe} = \frac{0{,}0400 \text{mol}}{0{,}0400 \text{mol}} = 1.00$$

$$\text{S} = \frac{0{,}0600 \text{mol}}{0{,}0400 \text{mol}} = 1{,}50$$

Paso 4. No hemos alcanzado una relación que dé una fórmula con números enteros de átomos, y por lo tanto, hay que duplicar cada valor para obtener una relación de 2 átomos de Fe a 3 átomos de S. Si se hace esta operación no se cambia la relación de átomos de Fe y de S.

Fe: 1,00 × 2 = 2,00
S: 1,50 × 2 = 3,00

Respuesta: Fórmula empírica = Fe_2S_3

Ejemplo:
El propileno, hidrocarburo, tiene una masa molar de 42,0 g/mol y contiene 14,3% H y 85,7% C. ¿Cuál es su fórmula molecular?
Paso 1: Primero se determina la fórmula empírica:

$$\text{C: } 85.7 \text{ g C} \times \frac{1 \text{mol átomos C}}{12.0 \text{g C}} = 7{,}14 \text{ mol átomos C}$$

$$\text{H: } 14.3 \text{ g H} \times \frac{1 \text{mol átomos H}}{1.0 \text{g H}} = 14{,}3 \text{ mol átomos H}$$

Se dividen los valores entre el menor de ellos.

$$\text{C} = \frac{7.14 \text{ mol}}{7.14 \text{ mol}} = 1.0$$

$$\text{H} = \frac{14.3 \text{ mol}}{7.14 \text{ mol}} = 2.0$$

Paso 2: Obtener la fórmula a partir de la fórmula empírica y la masa molecular.
Fórmula molecular = $(CH_2)_n$
Masa molar = 42.0 g
Cada unidad de CH_2 tiene una masa de (12.0 g + 2.0 g), o sea 14.0 g. El número de unidades de CH_2 en 42.0 g es 3.

$$\text{n} = \frac{42.0 \text{g}}{14.0 \text{g}} = 3$$

La fórmula molecular es $(CH_2)_3$, o C_3H_6.

PROBLEMAS PROPUESTOS

A. VERDADERO - FALSO. Calificar cada uno de los siguientes enunciados como falso (F) o verdadero (V), según corresponda:

01. Si dos muestras de sustancias tienen la misma composición centesimal, entonces se trata de la misma sustancia. ( )

02. Si dos muestras de sustancias tienen la misma fórmula empírica, entonces se trata de la misma sustancia. ( )

03. Dos compuestos distintos pueden tener la misma composición centesimal, fórmula empírica y fórmula molecular. ( )

04. La fórmula empírica representa la fórmula del compuesto hallado experimentalmente. ( )

05. Sabiendo que la fórmula molecular de la nicotina es $C_{10}H_{14}N_2$. Calcular la composición centesimal.

a) 17,28 % ***C*** , 74,07 % ***N*** , 8,65 % ***H***
b) 17,28 % ***H*** , 74,07 % ***N*** , 8,65 % ***C***
c) 17,28 % ***H*** , 74,07 % ***C*** , 8,65 % ***N***
d) 8,65 % ***H*** , 74,07 % ***C*** , 17,28 % ***N***
e) 8,65 % ***C*** , 74,07 % ***H*** , 17,28 % ***N***

06. Determinar la composición centesimal del agua en el sulfato de sodio decahidratado, $Na_2SO_4.10H_2O$.
Dato: m.A. [Na=23, S=32]

a) 55,9 % b) 44,1 c) 5,59
d) 94,41 e) 4,41

07. Hallar la composición centesimal del Cobre en la malaquita: $CuCO_3.Cu(OH)_2$. Dato : m.A. [Cu = 63,5]

a) 42,5% b) 65,7 c) 34,3
d) 28,7 e) 57,5

08. La composición centesimal del agua en el $Na_2B_4O_7$. ***X*** H_2O es 47,12 %. Hallar el valor de ***X*** .
m.A. [Na=23, B=11]

a) 5 b) 6 c) 7
d) 9 e) 10

09. La composición centesimal del fósforo en el P_4O_X es 43,66 %. Hallar la masa molecular del Na_2SO_4 .***X*** H_2O.
Dato: m.A. [Na=23, S=32, P=31]

a) 146 b) 322 c) 156
d) 208 e) 268

10. Determinar la fórmula empírica de un óxido de hierro cuya composición centesimal reporta 70 % Fe. Dato: m.A. [Fe = 56]

a) FeO b) Fe_2O c) Fe_2O_3
d) Fe_3O_4 e) FeO_3

11. Determinar la fórmula empírica de un óxido de hierro cuya composición centesimal reporta 72,4 % ***Fe***. Dato: m.A. [Fe = 56]

a) FeO b) Fe_2O c) Fe_2O_3
d) Fe_3O_4 e) FeO_3

12. Una aleación de cobre y cinc tiene la siguiente composición porcentual en masa: 60% de Cu y 40% Zn. ¿Cuántas moles de Cu se tienen por cada mol de Zn?
m.A. (Cu = 63.5 ; Zn =65.4)

a) 0.65 b) 1.30 c) 1.54
d) 3.08 e) 6.16

13. La composición centesimal de un hidrocarburo reporta 80 % de carbono. Sabiendo que la masa molecular esta comprendida entre 26 y 33. Determinar la fórmula molecular.

a) CH_2 b) C_2H_4 c) CH_3
d) C_2H_6 e) C_2H_5

14. La composición centesimal de un hidrocarburo reporta 85,7 % de carbono. Sabiendo que 0,2 moles del hidrocarburo tiene una masa de 5,6 g. Determinar la fórmula molecular.

a) CH_3 b) C_2H_5 c) C_2H_4
d) C_2H_6 e) C_3H_8

15. La composición centesimal de un hidrocarburo reporta 92,3 % de carbono. Sabiendo que una molécula de hidrocarburo tiene una masa de $1{,}295.10^{-22}$g, Determinar la fórmula molecular.

a) C_2H_4 b) CH c) C_2H_2
d) C_4H_4 e) C_6H_6

16. Qué masa de cinc se puede obtener teóricamente de 1,25 kg del mineral esfarelita que tiene 75 % de ZnS.
Dato: m.A. [Zn = 65 , S = 32]

a) 628,2 g b) 52,6 c) 63,2
d) 70,2 e) 702

17. El elemento M forma el cloruro MCl_4. Dicho cloruro contiene 75 % de cloro. Calcular la masa atómica promedio de M. Dato: m.A. [Cl = 35,5]

a) 47,3 b) 52,6 c) 63,2
d) 70,2 e) 56,7

18. Una tira de Cu electrolíticamente puro pesa 3,178 gramos. Se calienta fuertemente en corriente de oxígeno hasta su conversión en un óxido negro, El óxido resultante pesa 3,978 gramos. ¿Cuál es la composición en masa de este óxido?
Dato: m.A. [Cu = 63,5]

a) 20,1% O b) 79,9 c) 29,61
d) 70,39 e) 23,4

19. 10 kilogramos de hematita, un mineral de Fe_2O_3, contiene 4,8 kg de óxido férrico. Determinar la composición centesimal del hierro en dicho mineral.
Dato: m.A. [Fe = 56]

a) 27,7 % b) 29,6 c) 33,6
d) 41,6 e) 56,4

20. Un metal M, forma un óxido de fórmula M_2O_3 que contiene 68,4% en masa de metal. Calcular la masa atómica promedio de M.

a) 51,94 b) 38,06 c) 61,94
d) 69,16 e) 48,06

21. Hallar la composición centesimal del carbonato de sodio respecto al óxido de sodio potencialmente contenido.
Dato: m.A. [Na = 23]

a) 41,5 % b) 43,4 c) 58,5
d) 21,7 e) 50

22. Hallar la composición centesimal del $CaCO_3$ expresado como CaO.
Dato: m.A. [Ca = 40]

a) 44% b) 56 c) 63
d) 37 e) 50,1

23. La composición centesimal de ***X*** en $\boldsymbol{XY_2}$ es 50 %. ¿Cuál es la composición centesimal de ***Y*** en el compuesto $\boldsymbol{XY_3}$?

a) 30% b) 40 c) 50
d) 60 e)75

24. Dos elementos ***X*** e ***Y*** forman los compuestos $\boldsymbol{X_2Y}$ y $\boldsymbol{XY_2}$. Si la composición centesimal de ***X*** en el primer compuesto es 20%. Hallar la composición de ***Y*** en el segundo compuesto.

a) 31,6 % b) 52,61 c) 94,1
d) 29,2 e) N.A.

25. Los elementos ***X*** e ***Y*** forman un compuesto que tiene 40 % en masa de ***X*** y un 60% en masa de ***Y***. La masa atómica promedio de ***X*** es doble de ***Y***. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?

a) XY b) XY_2 c) XY_3
d) X_2Y e) X_2Y_3

26. Al calentar 1,25 g de un cloruro de platino, quedó un residuo de 0,72 g de platino. Hallar la fórmula de éste compuesto.
Dato: m.A. [Pt = 195, Cl = 35,5]

a) PtCl b) $PtCl_2$ c) $PtCl_3$
d) $PtCl_4$ e) $PtCl_5$

27. Un elemento "M" forma con el oxígeno, un compuesto de fórmula M_2O_7 en el cual el oxígeno representa el 50,45% en masa del compuesto. ¿Qué masa del compuesto M_2O_7 en gramos equivale a 0,75 moles de átomos del elemento M?

a) 33,33 b) 18,25 c) 50,45
d) 41,25 e) 83,25

28. Una muestra de un compuesto contiene 4,86 g de magnesio, 12,85 g de azufre y 9,70 g de oxígeno ¿Cuál es la fórmula empírica?
Dato: m.A. [Mg = 24, S= 32]

a) $MgSO_4$ b) MgS_2O_3 c) $MgSO_3$
d) MgS_4O_6 e) MgS_2O_8

29. Obtener la fórmula empírica de un compuesto cuya composición centesimal reporta: ***Cr***: 26,53 % , ***S***: 24,52 % y ***O***: 48,96%. Dato: m.A. [Cr= 52 , S= 32]

a) $CrSO_4$ b) $Cr_2(SO_4)_3$
c) $Cr_2(SO_3)_3$ d) $CrSO_3$
e) $Cr(SO_4)_3$

30. Un borano (compuesto que contiene únicamente boro e hidrógeno) contiene 88,52% de boro. ¿Cuál es su fórmula empírica? Dato: m.A. [B=10.8]

a) BH_3 b) B_2H_6 c) B_3H_9
d) B_5H_7 e) B_3H_7

31. Si el compuesto ***R*** contiene 2,98 gramos de carbono por gramo de hidrógeno, entonces su fórmula empírica es:

a) CH_2 b) CH_4 c) CH_3
d) CH e) C_3H_7

32. Un compuesto contiene 63,1% ***C***, 11,92% ***H*** y 24,97% ***F***. Determinar su fórmula, molecular sabiendo que su masa molecular aproximada es 80.
Dato: m.A. (F=19)

a) C_2H_5F b) C_4H_9F
c) $C_8H_{18}F_2$ d) C_3H_7F
e) $C_5H_{10}F$

33. Un compuesto tiene la siguiente composición centesimal: ***H***: 2,24%, ***C***: 26,69%, ***O***: 71,07%. Sabiendo que su masa molecular está comprendida entre 150 y 190. Determinar la fórmula molecular. Dar como respuesta la atomicidad de la molécula.

a) 20 b) 30 c) 25
d) 47 e) 16

34. Un óxido de fósforo contiene 56,36% de ***P***. Determinar la masa molecular del óxido de fósforo sabiendo que se encuentra comprendida entre 217 y 225.
Dato: m.A. [P = 31]

a) 218 b) 219 c) 220
d) 222 e) 224

35. Si se quema 2,19 gramos de un compuesto ***E***, se producen 7,4 gramos de CO_2. ¿Qué porcentaje en masa del compuesto ***E*** es de carbono?

a) 8,07 % b) 12,4 c) 29,6
d) 50,5 e) 92,15

36. La composición centesimal del cloro en el $Pb(ClO_4)_X$ es 17,48%. Determinar el valor de X.
Dato: m.A. [Pb = 207, Cl = 35,5]

a) 1 b) 2 c) 3
d) 4 e) 5

37. Exactamente 500 cm^3 de un gas en condiciones normales tiene una masa 0,581 g. La composición del gas es la siguiente: ***C***=92,3%, ***H***= 7,7%.
Determinar su fórmula molecular.

a) CH b) C_2H_2 c)C_4H_4
d) C_6H_6 e) C_8H_8

38. Expresar el contenido de Potasio de un fertilizante en porcentaje de K_2O, si su contenido de Potasio elemental es 30%. Dato: m.A. [K = 39]

a) 36,15 % b) 39,15 c) 46
d) 51 e) 28

39. Determinar la composición centesimal del $Ca_3(PO_4)_2$ expresado como P_4 potencialmente contenido.
Dato: m.A. [Ca=40, P=31]

a) 79,94% b) 20,01 c) 63,16
d) 163,5 e) 56,7

40. Un óxido de nitrógeno contiene 30,43 % de ***N***. Calcular su fórmula molecular, sabiendo que 4,6 g de la sustancia gaseosa ocupa un volumen de 1,12 litros a C.N.

a) NO_2 b) N_2O_3 c)N_2O_4
d) NO e) N_2O

41. Hallar la fórmula molecular de la sustancia que contiene 93,75 % de carbono y 6,25% de hidrógeno. Si la densidad del vapor de esta sustancia respecto al aire es igual a 4,41, en condiciones de Avogadro.
Dato: $\overline{M}_{aire}$ = 29 g / mol.

a) $C_{10}H_8$ b) C_6H_6 c) C_6H_8
d) $C_{10}H_{10}$ e) C_6H_{10}

42. Si un sulfato de magnesio polihidratado por un calentamiento enérgico experimenta una pérdida de peso del 51,22 %. Determinar la fórmula de la sal hidratada.
Dato: m.A. [Mg = 24 , S = 32]

a) $MgSO_4.H_2O$ b) $MgSO_4.5H_2O$
c) $MgSO_4.7H_2O$ d) $MgSO_4.8H_2O$
e) $MgSO_4.10H_2O$

43. En un compuesto formado por 44% de Fe y 56% de Cl; la fórmula empírica del compuesto es: (las masas atómicas promedio del Fe y Cl son: 55,84 y 35,5 respectivamente).

a) $FeCl_2$ b) Fe_2Cl c) $FeCl_3$
d) FeCl e) Fe_3Cl

44. El ácido acético, ácido del vinagre tiene un 40% de carbono, un 6,66% de hidrógeno y un 53,33% de oxígeno. Si la masa molar del ácido acético es de 60 g/mol, Determinar el número de átomos de carbono presente en 300 g de ácido.

a) 8 No b) 10 No c) 2 No
d) 6 No e) 4 No

45. Hallar el porcentaje de hidrógeno en el $(NH_4)_2CO_3$.

a) 4,2 b) 4,9 c) 8,3
d) 9,8 e) 15,4

46. Dos de los tres átomos en la molécula del agua son hidrógeno. ¿Qué porcentaje de la masa de una molécula del agua es la masa de los dos átomos de hidrógeno?

a) 5,6% b) 11,1% c) 22,4%
d) 33,3% e) 66,7%

47. Al combinarse 21 g de nitrógeno con sodio se formó 32,5 g de ácido. Calcular la fórmula empírica del ácido. m.A. [Na=23]

a) Na_2N_3 b) NaN_5 c) NaN_3
d) Na_2N_5 e) NaN_2

48. El porcentaje en masa de cada elemento en el ácido sulfúrico (H_2SO_4) es:
Dato: m.A. [S=32]

	H	*S*	*O*
a)	32,74%	2,06%	65,20%
b)	2,05%	32,70%	65,25%
c)	20,60%	39,10%	40,30%
d)	20,60%	40,30%	39,10%
e)	4,10%	28,82%	63,08%

49. ¿Cuál es la composición centesimal del $KClO_3$? Dato: m.A. [K=39; Cl=35,5]

a) K=31,9%; Cl=40,1%; O=28,0%
b) K=20,4%; Cl=40,1%; O=39,5%
c) K=31,9%; Cl=28,9%; O=39,2%
d) K=39,2%; Cl=28,9%; O=31,2%
e) K=39,2%; Cl=25,3%; O=35,5%

50. La fórmula empírica de un óxido que contiene 72% en masa de Mn es:
Dato: m.A [Mn=55]

a) MnO_2 b) MnO c) Mn_2O_3
d) Mn_3O_4 e) MnO_3

51. Un cloruro de mercurio sólido contiene 85% de mercurio. Hallar la fórmula empírica de este compuesto.
Dato: m.A. [Hg=200,6; Cl=35,5]

a) HgCl b) $HgCl_2$ c) Hg_2Cl_2
d) Hg_3Cl_2 e) Hg_5Cl_2

52. La composición centesimal de un compuesto formado por carbono e hidrógeno es C=92,3%; H=7,7%. La masa de 1 litro de dicho gas, en C.N. es de 1,16 g. La fórmula molecular es:

a) CH b) C_2H_2 c) C_3H_6
d) C_2H_6 e) C_3H_4

53. Se quema cierto hidrocarburo C_xH_y en presencia de oxígeno y se obtiene como únicos productos CO_2 y H_2O, en la proporción 1,955/1,000. Determinar la fórmula empírica del hidrocarburo.

a) C_2H_4 b) CH_4 c) C_3H_8
d) C_2H_6 e) C_2H_5

54. Un compuesto contiene 21,3% de potasio, 51,6% de osmio, 26,1% de oxígeno y 1,1% de hidrógeno. ¿Cuál es la fórmula más simple?
m.A. [K=39,0; Os=190]

a) $KOsO_3H_3$ b) $KOs_2O_2H_4$
c) $K_2OsO_2H_4$ d) $K_2Os_2O_4H_6$
e) $K_2OsO_6H_4$

55. Una arcilla contiene 60% de sílice, 20% de humedad y el resto impurezas. ¿Cuál es la composición centesimal del sílice en la arcilla desecada?

a) 80% b) 90 c) 75
d) 85 e) 83,1

56. Una arcilla parcialmente desecada contiene 60 % SiO_2 y 7 % H_2O. Hallar la composición centesimal del SiO_2 en la arcilla original, sabiendo que contiene 15 % H_2O.

a) 51 % b) 52 c) 54,8
d) 58 e) 45

57. Un carbón contiene 2,4% de agua. Después de seco, el residuo libre de humedad contiene el 71% de carbón. Determinar el porcentaje de carbón en la muestra húmeda.

a) 70 % b) 69,29 c)67,12
d) 72,6 e) 75

58. La magnetita es un mineral del Fe_3O_4. Si la composición centesimal acusa 60% de Fe. determinar ¿Cuál es la composición centesimal del Fe_3O_4 en el mineral? Dato: m.A.[Fe=56]

a) 75,6 b) 78,9 c) 67,8
d) 79,0 e) 82,8

59. Se tiene 2 toneladas de un mineral que contiene 80% de $CaCO_3$. ¿Qué volumen de $O_{2\,(g)}$ a condiciones normales, se puede extraer como máximo del carbonato de calcio contenido en el mineral?
Dato: m.A.[Ca = 40]

a) 537,6 m^3 b) 672 c) 612,3
d) 816,7 e) 765,4

60. Un compuesto cuya masa molecular es 177 contiene: C, H, O, Br**.** Un análisis cuantitativo manifiesta que contiene una masa de carbono que es ocho veces la del hidrógeno. Calcular la formula molecular del compuesto.
Dato: m.A. [Br = 80]

a) C_4HO_3Br b) $C_3H_{13}OBr$
c) C_6H_9OBr d) $C_5H_5O_2Br$
e) $C_6H_{24}OBr$

Claves

01.	F
02.	F
03.	V
04.	V
05.	d
06.	a
07.	e
08.	e
09.	b
10.	c
11.	d
12.	c
13.	d
14.	c
15.	e
16.	a
17.	a
18.	a
19.	c
20.	a
21.	c
22.	b
23.	d
24.	c
25.	c
26.	d
27.	e
28.	b
29.	b
30.	d

31.	b
32.	b
33.	e
34.	c
35.	e
36.	b
37.	b
38.	a
39.	b
40.	c
41.	a
42.	c
43.	a
44.	b
45.	c
46.	b
47.	c
48.	b
49.	c
50.	d
51.	a
52.	b
53.	e
54.	e
55.	c
56.	b
57.	b
58.	e
59.	a
60.	c

Capítulo

14 ESTADO GASEOSO I

En los gases, las fuerzas que mantienen unidas las partículas son muy pequeñas. En un gas el número de partículas por unidad de volumen es también muy pequeño.
Las partículas se mueven de forma desordenada, con choques entre ellas y con las paredes del recipiente que los contiene. Esto explica las propiedades de expansibilidad y compresibilidad que presentan los gases: sus partículas se mueven libremente, de modo que ocupan todo el espacio disponible.

Concepto
Es el estado de la materia que se caracteriza por no tener forma ni volumen definidos.

El comportamiento de un gas queda determinado con su presión, volumen y temperatura ("P", "V" y "T").

- ***Ecuación general de gases***
  Se cumple cuando la masa del sistema gaseoso es constante variando la presión, el volumen y la temperatura.

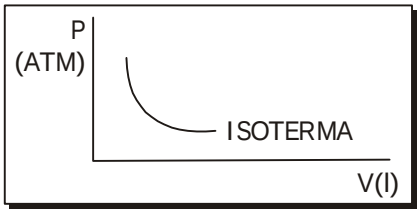
$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

Procesos restringidos del gas ideal:

1. Ley de Boyle Mariotte (Proceso Isotérmico) (T = cte)
   Cuando la masa y temperatura de un gas permanecen constante, donde la presión absoluta varía en forma inversamente proporcional al volumen.

   PV = CONSTANTE $\Rightarrow$ $P_1V_1 = P_2V_2$

   Gráficamente:



Ejemplo:

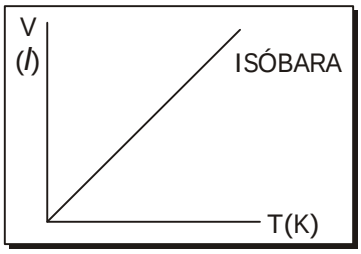
- Un volumen de 5 litros de un gas es comprimido desde 1atm hasta 10 atm a temperatura constante. ¿Cuál es el volumen final?

  Rpta:

2. ***Ley de Charles*** (Proceso Isobárico) (P = cte)
Se cumple cuando la masa y presión de un gas permanecen constante, variando el volumen en forma directamente proporcional a la temperatura absoluta.

$$\frac{V}{T} = \text{CONSTANTE} \Rightarrow \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Gráficamente:



Ejemplo:

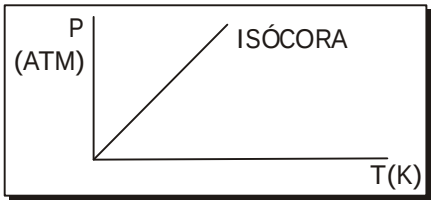
- ¿Qué volumen ocupará 15 litros de gas cuando se caliente de 27ºC a 73ºC y presión constante?

Rpta.:

3. ***Ley de Gay - Lussac (Proceso Isócoro o Isométrico) (V = cte)***
Cuando la masa y el volumen de un gas son constantes, entonces la presión absoluta varía en forma directamente proporcional a la temperatura absoluta.

$$\frac{P}{T} = \text{CONSTANTE} \Rightarrow \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Gráficamente:



José Louis Gay Lussac (1778 - 1850)

Ejemplo:

- Se tiene un gas a -33ºC y se calienta hasta 27ºC y a 10atm de presión, sufriendo un proceso isométrico. ¿Cuál es su presión inicial?

Rpta.:

ECUACIÓN UNIVERSAL DE LOS GASES IDEALES

$$\boxed{PV = RTN}$$

- P → Presión
- V → Volumen → Litros
- T → Temperatura → Kelvin (Absoluta)
- N → Número de moles → $\boxed{N = \frac{W}{\overline{M}}}$ (peso) / (peso molecular)
- R → Constante (Depende de la presión)
- P → Atm → R = 0,082
- P → mmHg → R = 62,4

Nota:
Para problemas donde se hable de Densidad se utiliza:

$$P\overline{M} = TRD$$

- P → Presión
- $\overline{M}$ → Peso Molecular
- T → Temperatura
- R → Constante
- D → Densidad

Nota:

1 atm = 760 mmHg = 760 Torr
1 Litro = 1000 cm^3 = 1000 ml

PROBLEMAS PROPUESTOS

01. Cierta masa de gas se encuentra a la presión de 2atm y a la temperatura de 27ºC ocupando un volumen de 30 litros. ¿Cuál será el volumen que ocupa el gas, si la temperatura ha cambiado a 127ºC y la presión es de 4atm?

a) 2 litros b) 20 litros c) 10 litros
d) 0,1 litros e) 0,2 litros

02. Cuando la presión de un gas se incrementa de 3 a 8atm y la temperatura de 27ºC a 127ºC. ¿Cuál es el % de variación de volumen?

a) Aumentó en 40%.
b) Disminuyó en 50%.
c) Aumentó en 50%.
d) Aumentó en 70%.
e) Aumentó en 25%.

03. Se calienta un gas desde 27ºC hasta 87ºC. ¿En qué porcentaje debería aumentarse la presión para que el volumen no varíe?

a) 30% b) 40% c) 50%
d) 20% e) 45%

04. A 27ºC el valor de la presión es 1 atmósfera, ¿cuál será el valor de la presión a 327ºC, si el proceso es isócoro?

a) 20 atm b) 2 atm c) 0,2 atm
d) 0,3 atm e) 2,5 atm

05. El volumen de un gas varía de 300lt a 500lt cuando su temperatura varía de 27ºC a 127ºC. ¿En qué porcentaje disminuye la presión con respecto a la inicial?

a) 120% b) 20% c) 80%
d) 60% e) 130%

06. Cierto gas se encuentra a 5atm. ¿Hasta qué presión debe comprimirse manteniendo constante la temperatura para reducir su volumen a la mitad?

a) 12,5 atm b) 15 atm c) 7,5 atm
d) 18 atm e) 10 atm

07. Cierta masa de un gas ideal presenta 10 litros de volumen ejerciendo una presión de 760mmHg a 27ºC. Si al quintuplicar la presión, el volumen disminuye a la décima parte del valor inicial, ¿qué sucede con la temperatura?

a) Disminuye 300ºC.
b) No varía.
c) Aumenta 300ºC.
d) Disminuye 150ºC.
e) Aumenta 150ºC.

08. Se tiene un tanque que resiste una presión máxima inferior a 10 atm, éste tanque es llenado con aire a 0ºC y 6atm. Si lo llevamos a una temperatura de 200ºC, ¿ofrecerá garantía el tanque?

a) Si resiste.
b) No resiste.
c) Resiste a la presión de 10 atm.
d) Resistiría si agregamos aire.
e) No se puede determinar.

09. ¿Cuántos globos esféricos de 6 litros de capacidad pueden llenarse a condiciones normales con el hidrógeno procedente de un tanque que contiene 250 litros del mismo a 20ºC y 5atm de presión?

a) 42 b) 84 c) 194
d) 233 e) 250

10. Si 5 litros de un gas se encuentran sometido a 2atm y 27ºC, ¿a qué volumen aumentará a condiciones normales?

a) 9,1 lts b) 12,8 c) 7,2
d) 5,1 e) 7,1

11. Se tiene 15 litros de un gas a 27ºC y 8atm, se comprime isotérmicamente hasta que su presión sube a 15atm. Luego se calienta isobáricamente hasta 87ºC y finalmente se expande isotérmicamente hasta que su volumen sea los 2/3 del volumen inicial. Calcular la presión final en atm.

a) 7,2 b) 28,8 c) 108
d) 14,4 e) N.A.

12. Se tiene un cilindro con tapa móvil que encierra un gas ideal. Cuando la tapa se encuentra a una altura de 20 cm soporta 3atm de presión. ¿Cuál será el desplazamiento de la tapa en forma isotérmica cuando la presión es 2 atm.?

a) Sube 10 cm. b) Baja 10 cm.
c) Sube 20 cm. d) Baja 20 cm.
e) No pasa nada.

13. La presión de un gas ideal es 8,2atm y ocupa un volumen de 12L. Determinar el número de moles si se encuentra a una temperatura de 27ºC.

a) 2 b) 3 c) 4
d) 5 e) 6

14. Cierto gas se encuentra sometido a 624mmHg de presión y su número de moles es 2. Hallar su volumen, si presenta una temperatura de 87ºC.

a) 72L b) 36 c) 18
d) 20 e) N.A.

15. 3L de un gas se encuentran sometidos a 1248mmHg de presión y 27ºC de temperatura. Determinar el número de moles presentes en dicho gas.

a) 2 b) 20 c) 4
d) 0,2 e) 0,26

16. 2 moles de un gas ideal se encuentran sometidos a 127ºC y ocupan un volumen de 8,2L. Determinar la presión en atmósferas que presenta.

a) 6 b) 4 c) 8
d) 9 e) 12

17. Determinar el volumen que ocupa 280g de monóxido de carbono CO ($\overline{M} = 28$) a 124,8mmHg y a 27ºC.

a) 140 lts b) 1400 c) 120
d) 1200 e) 1500

18. ¿Qué peso de oxígeno se tendrá en un recipiente de 82 litros de capacidad sometido a una presión de 3atm y temperatura de 27ºC? ($\overline{m}_{(O_2)} = 32$)?

a) 320g b) 160 c) 480
d) 2180 e) 180

19. Calcular el peso molecular ($\overline{M}$) de 28g de una sustancia gaseosa que se encuentra a la presión de 4,1atm, temperatura de 127ºC y ocupando un volumen de 14 litros.

a) 16 b) 14 c) 28
d) 32 e) 64

20. Determinar la densidad del CO_2 a 4atm y 127ºC en (g/l).
P.A. (C = 12, O = 16)

a) 5,4 b) 3,4 c) 2,4
d) 4,6 e) 5,8

21. Indicar el volumen que ocupa un gas si tiene 3 moles a condiciones normales.

a) 11,2 b) 22,4 c) 44,8
d) 60,5 e) 67,2

22. Un gas X_2O_5 a 1248 mmHg y 527º C tiene una densidad de 2,7 g/l. Determinar el peso atómico de «X».

a) 32 b) 80 c) 14
d) 12 e) 64

23. Cierta masa de oxígeno se traslada de un recipiente a otro cuyo volumen es 1/4 del anterior. Si la presión se incrementa en 200% perdiéndose en el traspaso 5g de O_2, ¿cuál es la masa inicial de O_2?

a) 15g b) 18 c) 20
d) 25 e) 30

24. En un recipiente de 6 litros de capacidad se tiene encerrado un gas a presión y temperatura constante, se traslada el gas a otro recipiente de 5 litros de capacidad produciéndose una fuga de 20g del gas. Determinar el peso del gas en el segundo recipiente.

a) 120g b) 100 c) 150
d) 200 e) 140

25. ¿Cuántos átomos de hidrógeno existen en un recipiente que contiene 11,2 litros de hidrógeno gaseoso (H_2) a Oº C y 760mmHg?
No = Número de avogadro

a) No b) 2No c) 0,5No
d) 11,2No e) 22,4No

26. Se tiene un recipiente metálico abierto a 1atm y 27ºC. Determinar que porcentaje de aire se escapa del recipiente, si se calienta hasta 127ºC.

a) 25% b) 75% c) 80%
d) 60% e) 33,3%

27. Un gas ideal a 650 mmHg ocupa un bulbo de volumen desconocido. Una cierta cantidad de gas se extrajo y se encontró que ocupaba 2 cm^3 a 1atm de presión, la presión del gas remanente en el bulbo fue de 600 mmHg. Asumiendo que todas las medidas fueron hechas a la misma temperatura, calcular el volumen del bulbo.

a) 30,4cm^3 b) 2,3 c) 23,2
d) 40,2 e) 17,3

28. Se tiene 400 mililitros de un gas ideal a 27ºC y 1 atmósfera de presión. Si se cuadruplica su volumen a presión constante, determinar la temperatura final.

a) 654ºC b) 654 K c) 927ºC
d) 927 K e) 1000 K

29. Se calienta una cierta masa de un gas de 27 ºC a 87 ºC. Determinar en qué porcentaje aumenta la presión, respecto de su valor inicial, si el volumen se mantiene constante.

a) 10 % b) 20 c) 30
d) 40 e) 50

30. Calcular cuántas de moléculas de NO_2 están contenidas en un volumen de 275 mL a 200oC y 748 mmHg.

a) $2,1.10^{21}$ moléculas de NO_2
b) $4,19.10^{21}$ c) $7,97.10^{21}$
d) 8.10^{21} e) 9.10^{21}

31. Calcular el peso molecular de un gas que ocupa un volumen de 125 mL a condiciones normales de presión y temperatura, sabiendo que su masa es de 0,42 gramos.

a) 22,4 g/mol b) 37,5 c) 64,9
d) 75,3 e) 79

32. Suponiendo condiciones de avogadro determinar, cuál de los siguientes gases presenta mayor densidad.

a) CH_4 b) NH_3 c) SO_3
d) H_2S e) O_3

33. 11,2 litros de helio a C.N. se comprimen hasta un volumen de 4 litros, comprobándose una variación de la presión y la temperatura. ¿Cuál es la densidad del gas en las nuevas condiciones de presión y temperatura?

a) 0,125 g/L b) 0,24 c) 0,5
d) 0,75 e) 0,95

34. Los siguientes gases se encuentran a la mismas condiciones de temperatura y volumen. ¿Cuál de ellos ejerce la mayor presión?

a) 56 g N_2 b) 96 g O_2 c) 10 g H_2
d) 142 g Cl_2 e) 64 g CH_4

35. Completar el siguiente enunciado:
Para un gas ideal, la ley de ..... establece que en un conjunto de moléculas de distintos gases, cada tipo de gas ejerce su propia presión, independiente de los otros a determinada condición de .....

a) Boyle: Temperatura.
b) Charles: Presión.
c) Amagat - Leduc ; Volumen y Temperatura.
d) Dalton: Volumen y Temperatura.
e) Graham: Presión y Temperatura.

36. ¿Qué volumen en litros, ocupan $12,046.10^{23}$ moléculas de metano CH_4, que se encuentra a 27°C y 4,1 atmósferas?

a) 20,1 b) 44,3 c) 22,4
d) 12,0 e) 15,0

37. Determinar la densidad del gas H_2S a 27°C y 2,46 atm.
m.A. (S=32).

a) 3,0 g/L b) 2,8 g/L c) 3,4 g/L
d) 2,6 g/L e) 2,4 g/L

38. Determinar el volumen molar de los gases ideales a cierta presión y temperatura, en donde al gas cloro tiene una densidad de 5,63 g/L. Dato: m.A. (Cl=35,5).

a) 11,86 L/mol b) 13,2 L/mol
c) 12,61 L/mol d) 10,9 L/mol
e) 14,6 L/mol

39. A la misma temperatura y presión 2 L de nitrógeno y 2 L de hidrógeno.

a) Tienen igual densidad.
b) Tienen el mismo número de moléculas. pero diferente masa.
c) Tienen igual número de oxidación.
d) Tienen igual número de atómico.
e) Ocupan diferente volumen.

40. En dos recipientes se pesan, separadamente, 24 g de hidrógeno y 336 g de nitrógeno. ¿Qué afirmación es verdadera?

a) En ambos recipientes, los gases ejercen igual presión.
b) En ambos recipientes, hay el mismo número de moléculas.
c) En ambos recipientes, los gases ocupan el mismo volumen.
d) En ambos recipientes, hay diferente número de moléculas.
e) En ambos recipientes, los gases tienen la misma densidad.

41. Cuando un matraz de 250 mL se llena en condiciones normales con un gas, tiene una masa de 275 g. Cuando el recipiente está vacío tiene una masa de 273 g. ¿Cuál es la masa molecular del gas en g/mol?

a) 179,2 b) 2 c) 193,6
d) 273,2 e) 22,4

42. ¿Cuántas moles de oxígeno gaseoso habrán en un balón de 20 litros, sabiendo que al pasarlo a otro balón de 10 litros se pierden 24 g? Suponer condiciones de avogadro.

a) 2 b) 1,5 c) 3,8
d) 4,5 e) 6,4

43. El volumen ocupado por un gas y el émbolo que lo sella herméticamente en un pistón es de 50 cm^3, a la presión de 100 mmHg. Si la presión disminuye a 50 mmHg, el volumen del sistema gas-émbolo aumenta a 80 cm^3. Determinar el volumen del émbolo.

a) 40 b) 20 c) 80
d) 10 e) 25

44. ¿Cuántas moles de átomos de hidrógeno por metro cúbico hay en el espacio sideral, donde prevalece una presión 10^{-6} mmHg a 4 K?

a) 4.10^{-4} b) 4.10^{-3} c) 4.10^{-5}
d) 4.10^{-6} e) 2.10^{-6}

45. Un inflador de medio litro de capacidad envía aire a una pelota de 5 litros isotérmicamente. Cuántas veces se tendrá que mover el émbolo (ida y vuelta considere un movimiento) para que la presión en la pelota sea 8 veces la presión atmosférica normal.

a) 40 b) 80 c) 160
d) 20 e) 20

46. Un recipiente metálico contiene 4,4 gramos de CO_2 a -3ºC y determinadas condiciones de presión. Se introduce en un baño termostático 30oC más caliente. Determinar, cuantos gramos de CO_2 se debe dejar escapar para la presión retorne a su valor inicial.

a) 3,96 g b) 0,22 c) 0,44
d) 0,88 e) 0,32

47. Determinar cuántos átomos de nitrógeno existirán en un balón que contiene 500 mL de nitrógeno gaseoso, a una presión de 3 atm y 27°C.
No = Número de avogadro

a) 0,06 No b) 0,52 No c) 0,12 No
d) 0,30 No e) 0,35 No

48. Calcular en centímetros la «altura del mercurio» equivalente a una presión de 1,0335 kg/cm^2. La densidad del mercurio es 13,6 g/cm^3.

a) 59 cm b) 100 cm c) 82 cm
d) 76 cm e) 55 cm

49. Uno de los métodos para calcular la temperatura del centro del Sol se basa en la Ley de los gases ideales. Si se supone que el centro del sol consta de gases cuyo peso molecular promedio es 2, con una densidad de $1{,}4.10^3$ kg/m^3 y una presión de $1{,}3.10^9$ atm. ¿Cuál es la temperatura del centro del Sol?

a) $2{,}3.10^7$ K b) $2{,}3.10^6$ c) $2{,}3.10^8$
d) $2{,}8.10^6$ e) $2{,}8.10^8$

50. ¿Cuál es la masa de 1 litro de aire saturado de humedad a 25°C y 770 mmHg de presión?
Masa molar del aire: 29 g/mol

a) 1,164 g b) 0,023 c) 1,041
d) 1,187 e) 0,582

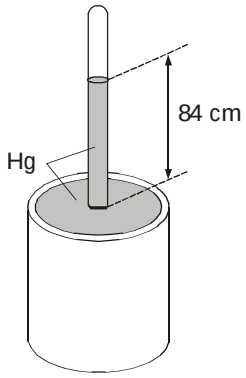
51. La presión de una llanta medida durante el invierno es de 30,3 (lb/pulg^2) a 0°C. La aguja del medidor marca la diferencia entre la presión de la llanta y la presión atmosférica. La misma llanta se usó durante el verano y su temperatura se elevó a 50°C; si suponemos que el volumen y el número de moles permanecen constantes, determinar la nueva presión de la llanta en (lb/pulg^2).

a) 56,3 b) 53,2 c) 49,1
d) 41,6 e) 38,5

52. Se tiene 3,5 g de nitrógeno a 0°C y 760 mmHg de presión. ¿Qué masa de propano gaseoso (C_3H_8), en las mismas condiciones de temperatura y presión, se requiere para que ocupe el mismo volumen?
Dato: m.A. (N=14; C=12; O=16).

a) 1,1 g b) 2,2 c) 3,3
d) 4,4 e) 5,5

53. En el barómetro mostrado en la figura, no se ha desalojado todo el aire de su interior. La lectura registrada en este barómetro es de 75 cm Hg para un valor correcto de 76 cm Hg. ¿Cuál es la presión barométrica en torr cuando la lectura sea 74 cm Hg?



a) 750 torr b) 749 c) 748
d) 747 e) 746

54. Un cilindro de acero de 50 litros de capacidad contiene hidrógeno a una presión de 125 atm y 27°C. Después de extraer cierta cantidad de gas, la presión es 100 atm. a la misma temperatura. ¿Cuántos litros de hidrógeno a condiciones normales se han extraído? Suponer comportamiento ideal.

a) 285 b) 569 c) 854
d) 1138 e) 1707

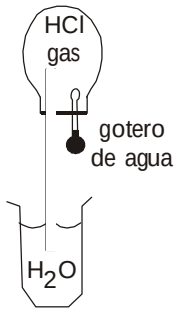
55. Un globo presenta un volumen de 0,55 L a nivel del mar y una presión de 1 atm. Luego de elevarse a una altura de 10 km, donde la presión es de 0,4 atm. Determine el volumen final del globo, si se sabe que la temperatura permanece constante.

a) 2,8 L b) 3,1 c) 4,8
d) 4,2 e) 1,4

56. En el caso de una sustancia que permanece como gas bajo las condiciones enlistadas. ¿Cuál de las siguientes alternativas representa una mayor desviación a la Ley de los gases ideales?

a) 100ºC y 2 atm b) 0ºC y 2 atm
c) -100ºC y 2 atm d) -100ºC y 4 atm
e) 100ºC y 4 atm

57. Considerar el aparato que se muestra a continuación. Cuando una pequeña cantidad de agua se introduce en el matraz apretando el bulbo del gotero, el agua asciende por el tubo largo de vidrio. Explicar esta observación. Recordar que el cloruro de hidrógeno gaseoso es soluble en agua.



a) La presión en el matraz aumenta y la presión atmosférica se hace mayor.
b) La presión en el matraz disminuye y la presión atmosférica se hace menor.
c) Las presiones dentro del matraz y la atmosférica se igualan.
d) Falta información.
e) Imposible saber.

58. En un cilindro con pistón de masa y fricción despreciables, se encuentra encerrado 1m^3 de aire a 2 atm y 27°C. Si isotérmicamente ascendemos el pistón hasta 2,5 veces su altura inicial y lo soltamos, ¿qué alternativa es correcta respecto a lo que sucederá?

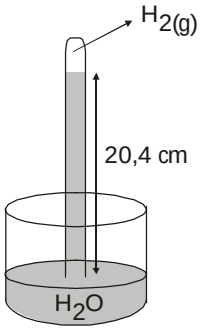
a) El pistón descenderá en 0,5 veces su altura inicial.

b) El pistón ascenderá en 0,5 veces de su altura inicial.
c) El pistón descenderá a 0,5 veces de su altura inicial.
d) El pistón no se mueve.
e) El pistón ascenderá a 0,5 veces su altura inicial.

59. Dos globos idénticos se llenaron respectivamente con O_2 y CO_2 bajo condiciones de avogadro. En diez horas, se escapó la mitad del CO_2. ¿Qué cantidad de O_2 expresado en porcentaje en masa escapó durante el mismo periodo de tiempo?

a) 46,5 % b) 58,8 c) 67,4
d) 78,1 e) 55

60. Considerar el dispositivo que se muestra en la figura siguiente para recolectar hidrógeno en agua a 25ºC (presión de vapor saturado del agua es 24 torr). Si la presión atmosférica es 757 torr, y la densidad del mercurio es 13,6 g/mL, ¿cuál es la presión parcial del hidrógeno?



a) 748 torr b) 732 torr c) 718 torr
d) 713 torr e) 766 torr

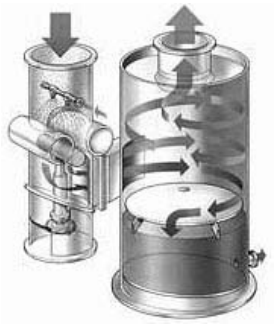
Claves

01.	b
02.	b
03.	d
04.	b
05.	b
06.	e
07.	d
08.	b
09.	c
10.	a
11.	d
12.	a
13.	c
14.	a
15.	d
16.	c
17.	e
18.	a
19.	a
20.	a
21.	e
22.	c
23.	c
24.	b
25.	c
26.	e
27.	b
28.	c
29.	b
30.	b

31.	d
32.	c
33.	c
34.	c
35.	d
36.	d
37.	c
38.	c
39.	b
40.	b
41.	a
42.	b
43.	b
44.	d
45.	b
46.	c
47.	c
48.	d
49.	a
50.	d
51.	b
52.	e
53.	b
54.	d
55.	e
56.	d
57.	c
58.	a
59.	b
60.	c

Capítulo

15 ESTADO GASEOSO II



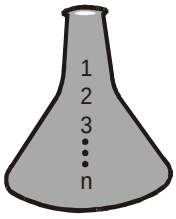
Mezcla gaseosa

Es una mezcla homogénea de dos o más gases, donde cada componente de la mezcla tiene un comportamiento individual, como si estuviera actuando solo, ocupando todo el volumen de la mezcla y a la misma temperatura. Se debe tener en cuenta que, en la mezcla, cada componente ocupa todo el volumen de ella; además, hay un equilibrio térmico, es decir, cada componente se encuentra a la misma temperatura de la mezcla. Las moles totales es igual a la suma de las moles de los componentes y la presión total es igual a la suma de las presiones que ejercen las moléculas de cada gas componente.

Ley de las presiones parciales (Ley de Dalton)

John Dalton, notable científico inglés descubrió en 1801 la ley de las presiones parciales en mezclas gaseosas y por lo tanto en el aire atmosférico. ***«La presión total (P_T), en una mezcla gaseosa es igual a la suma de las presiones parciales de los gases componentes».***

Sea la mezcla:



"n" gases

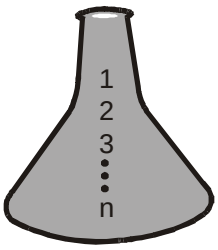
$$P_T = P_1 + P_2 + P_3 + ... + P_n$$

Donde: P_1 = presión parcial del componente «1»
P_2 = presión parcial del componente «2»
⋮
P_n = presión parcial del enésimo componente

Ley de los volúmenes parciales (Ley de Amagat)

Amagat, en 1843, determina: El volumen total (V_T) ocupado por una mezcla gaseosa, es igual a la suma de los volúmenes parciales de sus gases componentes.

Sea la mezcla:



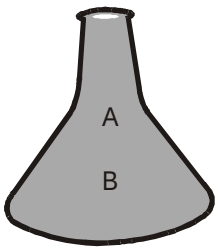
"n" gases

$$V_T = V_1 + V_2 + V_3 + ... + V_n$$

Donde: V_1 = volumen parcial del componente «1»
V_2 = volumen parcial del componente «2»
⋮
V_n = volumen parcial del enésimo componente

Fracción molar (F_m)

Nos indica la relación del número de moles de un componente respecto al número de moles totales de una mezcla.
Sea la mezcla:



$$Fm_{(A)} = \frac{n_A}{n_T} = \frac{n_A}{n_A + n_B}$$

En toda mezcla gaseosa se cumple que la suma de fracciones molares de todos los componentes es igual a uno.

$$Fm_{(A)} + Fm_{(B)} = 1$$

Nota: Se debe tener en cuenta también la siguiente fórmula:

$$Fm_{(A)} = \frac{n_A}{n_T} = \frac{P_A}{P_T} = \frac{V_A}{V_T}$$

$$Fm_{(A)} = \frac{n_A}{n_T} = \frac{P_A}{P_T} = \frac{V_A}{V_T}$$

Nota: Para determinar la presión parcial del componente de una mezcla se toma en cuenta:

$$P_i = Fm_{(i)} \cdot P_T$$

Donde: P_T = presión total de la mezcla
P_i = presión parcial del gas «i»
$Fm_{(i)}$ = fracción molar del gas «i»

Ejemplo:
A cierta presión y temperatura, en una mezcla de metano (CH_4) y dióxido de carbono (CO_2), la fracción molar de CH_4 es 0,7 y la presión total es 8 atmósferas. Hallar las presiones parciales de CH_4 y CO_2.

Solución:

$$\underbrace{Fm_{(CH_4)}}_{0,7} + Fm_{(CO_2)} = 1 \Rightarrow Fm_{(CO_2)} = 0,3$$

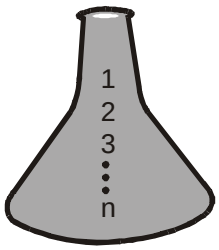
$$P_{CH_4} = Fm_{(CH_4)} \cdot P_T = 0,7.8 = 5,6\,atm$$

$$P_{CO_2} = Fm_{(CO_2)} \cdot P_T = 0,3.8 = 2,4\,atm$$

Peso molecular aparente de una mezcla gaseosa

Toda mezcla carece de una fórmula, por lo tanto hablar de peso molecular exacto de una mezcla gaseosa, sólo hallamos el peso molecular aparente.

Sea la mezcla:



$$\overline{M}_T = Fm_{(1)}\overline{M}_{(1)} + Fm_{(2)}\overline{M}_{(2)} + ... + Fm_{(n)}\overline{M}_{(n)}$$

Ejemplo:

Una mezcla gaseosa contiene 3 moles de 0_2, 5 moles de N_2 y 2 moles de CH_4. Calcule el peso molecular promedio de la mezcla.

Dato: P.A. (O = 16, N = 14, C = 12, H = 1)

Solución:

El peso molecular de la mezcla será:

$$\overline{M}_T = Fm_{(O_2)}\overline{M}_{(O_2)} + Fm_{(N_2)}\overline{M}_{(N_2)} + Fm_{(CH_4)}\overline{M}_{(CH_4)}$$

$$\overline{M}_T = \frac{3}{10}.32 + \frac{5}{10}.28 + \frac{2}{10}.16$$

$$\overline{M}_T = 9,6 + 14 + 3,2 = 26,8$$

$$\overline{M}_T = 26,8 \text{ u.m.a.}$$

PROBLEMAS PROPUESTOS

01. A cierta "P" y "T" en una mezcla de O_2 y NH_3, la fracción molar de O_2 es 0,4 y la presión total es 10 atmósferas. Hallar la presión parcial del NH_3.

a) 4 b) 5 c) 6
d) 7 e) 8

02. Se tiene una mezcla gaseosa formada por N_2 y CO_2, donde las presiones parciales son 600 y 400 mmHg respectivamente. Hallar la fracción molar del CO_2.

a) 0,6 b) 0,4 c) 0,3
d) 0,7 e) 0,5

03. En una mezcla de gases "A" y "B" la fracción molar de "A" es un tercio de la fracción molar de "B". Hallar la fracción molar de "A".

a) 9 b) 18 c) 3
d) 6 e) 0,25

04. Se tiene una mezcla de gases en un recipiente formado por 64 g de O_2, 51 g de NH_3 y 48 g de CH_4. Determinar la fracción molar de oxígeno.
P.A. (O = 16, N = 14, C = 12)

a) 0,24 b) 0,36 c) 0,68
d) 0,96 e) 0,2
5

05. En una mezcla gaseosa de C_3H_8 (propano) N_2 y C_2H_2 (acetileno), las moles son 3, 5 y 2 respectivamente. Calcule el peso molecular promedio de la mezcla.
P.A. (C = 12, N = 14)

a) 32,4 b) 29,7 c) 35,3
d) 28,2 e) 34,2

06. Determinar el volumen de una mezcla gaseosa que contiene 3 moles de CO, 4 moles de H_2 y 3 moles de H_2S, si se encuentran a una temperatura de 27°C y una presión total de 8,2 atm.

a) 48,6 L b) 15,4 L c) 62,8 L
d) 52,5 L e) 30 L

07. Determinar el peso molecular de una mezcla formada por 56 g de N_2 y 84 g de CO. P.A. (N = 14, C = 12, O = 16)

a) 48,2 b) 28,4 c) 16,2
d) 24,1 e) N.A.

08. En una mezcla de 2 moles de CH_4 y 1 mol de Cl_2, la presión parcial del CH_4 es 6,4 atm. Hallar la presión total de la mezcla.

a) 18,4 b) 78,6 c) 35,2
d) 120,3 e) 9,6

09. Hallar la presión total en atmósferas de una mezcla gaseosa formada por 3 moles de H_2 y 2 moles de N_2, si se encuentra a una temperatura de 127°C y ocupa un volumen total de 4,1 litros.

a) 146,4 b) 120 c) 280
d) 350,6 e) 40

10. En un recipiente de 5 litros se mezclan 34 g de NH_3, 32 g de O_2 y 4 g de hidrógeno. Determinar la presión de la mezcla en atmósferas, si la temperatura es de 27°C
P.A. (O = 16)

a) 64 b) 340,8 c) 188,6
d) 120,8 e) 29,52

11. Se tiene una mezcla formada por 32 g de CH_4, 51 g de NH_3, 44 g de CO_2 la mezcla se encuentra a una presión de 720 mmHg. Hallar la presión parcial del amoniaco (NH_3) P.A. (C = 12, H = 1, N = 14)

a) 360 mmHg b) 400 mmHg c) 320 mmHg
d) 340 mmHg e) 350 mmHg

12. Se mezclan masas iguales de CO_2 y NH_3. Determinar la fracción molar de CO_2.
P.A. (C = 12, O = 16, N = 14, H = 1).

a) $\frac{17}{61}$ b) $\frac{17}{60}$ c) $\frac{60}{71}$
d) $\frac{58}{61}$ e) $\frac{11}{61}$

13. Se tiene una mezcla de gases en una relación molar de 2; 5; 7 respectivamente. Determinar la menor fracción molar.

a) $\frac{1}{5}$ b) $\frac{1}{7}$ c) $\frac{2}{7}$
d) $\frac{7}{14}$ e) $\frac{5}{14}$

14. En una mezcla se tiene CO, NH_3 y C_2H_2 en una relación molar de 1, 2 y 4 respectivamente. Si la presión parcial del NH_3 es 60 mmHg, determinar la presión de la mezcla.

a) 210 mmHg b) 120 mmHg
c) 100 mmHg d) 200 mmHg
e) 220 mmHg

15. En un recipiente de 200 ml se mezcla 17 g de NH_3, 56 g de CO y 64 g de O_2. Si la temperatura es de 87°C, determinar la presión de la mezcla en atmósferas.
P.A. (C = 12, H = 1, O = 16, N = 14)

a) 739 b) 742 c) 738
d) 746 e) 747

16. Se tiene una mezcla gaseosa de "n" componentes y se sabe que:

$$Fm_{(1)} + Fm_{(2)} + Fm_{(3)} + ... + Fm_{(n-1)} = 0,8$$

y además que la presión total es de 4 atm. ¿Cuál es la presión del enésimo gas?

a) 1 atm b) 0,8 atm c) 1,8 atm
d) 2,8 atm e) 0,2 atm

17. En un recipiente de 8 litros de capacidad se mezclan 2 litros de oxígeno a 6 atm y 4 litros de nitrógeno a 5 atm. Determinar la presión de la mezcla.

a) 2 atm b) 3 atm c) 4 atm
d) 5 atm e) 6 atm

18. En un recipiente de 3 litros de capacidad sometido a 3 atm y 27°C se tiene gas hidrógeno, en otro recipiente de 2 litros de capacidad sometido a 600 mmHg y 27°C se tiene gas oxígeno. Si unimos los dos recipientes y la temperatura es de 87°C, ¿cuál será la presión de la mezcla en atmósferas?

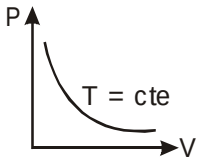
a) 2,5 b) 2,9 c) 3,8
d) 3,9 e) 4,2

19. La composición en presión de una mezcla de gases es:
$O_2 \rightarrow 50\%$, $CO_2 \rightarrow 25\%$, $N_2 \rightarrow 25\%$
Determinar el peso molecular de la mezcla:
P.A. (O = 16, C = 12, N = 14)

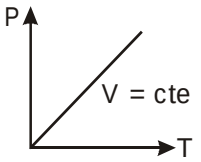
a) 32 b) 33 c) 34
d) 35 e) 36

20. ¿Cuántos gráficos están correctamente representados?

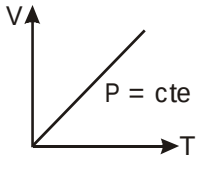
I.



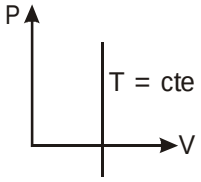
II.



III.

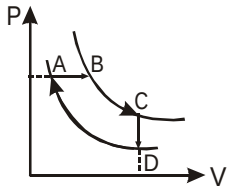


IV.



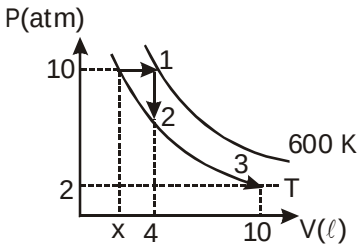
a) 1 b) 2 c) 3
d) 4 e) 0

21. Respecto al diagrama, lo incorrecto es:



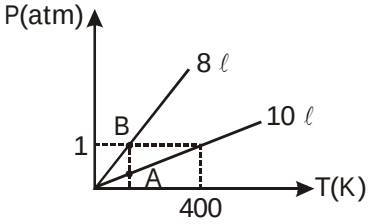
a) $\overline{AB}$: isobárico.
b) $\overline{BC}$: isotérmico.
c) $\overline{DC}$: isotérmico.
d) $\overline{CD}$: isocórico.
e) N.A.

22. Del gráfico, calcular «x».



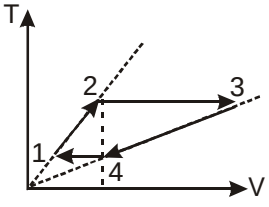
a) 2 l b) 1 c) 0,5
d) 3 e) 5

23. Calcular la temperatura en el punto "B".



a) 320 b) 300 c) 360
d) 273 e) N.A.

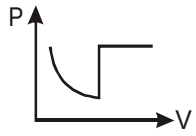
24. La figura representa el ciclo que realiza un gas. Si: $V_3 = 4V_1$, determinar: P_1/P_3



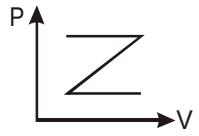
a) 1 b) 2 c) 3
d) 4 e) $\frac{1}{2}$

25. ¿Qué diagrama(s) describe(n) correctamente los procesos: isotérmico → isócoro → isobárico; en ese orden:

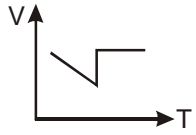
I.



II.



III.



a) sólo I b) sólo II c) sólo III
d) I y II e) I y III

26. Se agregaron tres gases a un recipiente de 10 litros produciéndose una presión total de 800 torr a 27°C. Si la mezcla contenía 8 gramos de CO_2, 6 gramos de O_2 y «X» g de N_2, determinar la presión parcial del N_2 en dicha mezcla.

a) 219,1 torr b) 106,8 torr c) 123,4 torr
d) 178 torr e) 108,76 torr

27. Una mezcla gaseosa esta preparada a partir de 0,08 m^3 de CH_4, 0,04m^3 de H_2 y 0,01m^3 de CO. Las presiones iniciales constituían respectivamente 96, 84, 109 mmHg. Determinar la presión total de la mezcla sabiendo que el volumen ocupado por la mezcla es 0,08 m^3.

a) 251,6 torr b) 167,8 torr c) 151,6 torr
d) 345 torr e) 205,3 torr

28. Dos recipientes porosos se llenaron respectivamente con hidrógeno y con oxígeno en condiciones normales. Al cabo de una hora se había escapado 880 mL de hidrógeno. ¿Qué cantidad de oxígeno escapó durante el mismo periodo?

a) 110 mL b) 149 mL c) 200 mL
d) 220 mL e) 330 mL

29. La densidad del aire con una composición volumétrica del 80% de N_2 y 20% O_2, medida a 400 K y 0,82 atm, es:

a) 0,72 g/L b) 0,82 g/L c) 0,36 g/mL
d) 0,36 g/L e) 0,72 g/mL

30. 300 mL de O_2 contenidos en un recipiente ejercen una presión de 100 mm Hg y 200 mL de H_2 contenidos en otro recipiente ejercen una presión de 150 mm Hg, Si ambos recipientes se conectan por un tubo capilar de volumen despreciable, ¿cuál será la presión total de la mezcla, permaneciendo la temperatura constante?

a) 30 mm Hg b) 60 mm Hg
c) 240 mm Hg d) 120 mm Hg
e) 180 mm Hg

31. Se permite que 1,00 L de helio a 2 atm y 2,00 L de N_2 a 2 atm se mezclen isotérmicamente de tal manera que el volumen final sea 3,00 L. Calcular la presión total de la mezcla.

a) 2,5 atm b) 1,99 atm c) 0,50 atm
d) 2,8 atm e) 3,5 atm

32. Una mezcla de gases, que se encuentra en un recipiente cerrado, a la presión de 800 mm de Hg, contiene 5 moles de N_2, 2 moles de O_2 y 3 moles de CO_2. Calcular la presión parcial en mm de Hg de cada gas.

a) $P_{N_2} = 400;\ P_{O_2} = 160;\ P_{CO_2} = 240$

b) $P_{N_2} = 240;\ P_{O_2} = 160;\ P_{CO_2} = 400$

c) $P_{N_2} = 200;\ P_{O_2} = 180;\ P_{CO_2} = 420$

d) $P_{N_2} = 350;\ P_{O_2} = 200;\ P_{CO_2} = 250$

e) $P_{N_2} = 500;\ P_{O_2} = 100;\ P_{CO_2} = 200$

33. Las presiones parciales de cuatro gases contenidos en un recipiente de 6 L a 727°C son: atm; atm; $P_{CO} = 0,84$ atm y atm. ¿Cuántos gramos de gas CO_2 hay en el recipiente?

a) 2,64 b) 1,65 c) 0,96
d) 1,15 e) 3,45

34. En un balón de acero de 5 L de capacidad, se introduce 28 g de N_2 y 24 g de O_2 a 127°C. Determinar la presión de la mezcla gaseosa en atmósferas.

a) 3,65 b) 4,92 c) 6,56
d) 11,48 e) 22,94

35. Una mezcla gaseosa contiene: 20 g de Argón, 10 g de CO_2, 25 g de O_2 y 14 g de N_2, a una presión de 10 atmósferas. ¿Cuál es la presión parcial del oxígeno? Dato: m.A: (Ar = 40)

a) 1,1 atm b) 2,5 atm c) 3,9 atm
d) 5,2 atm e) 6,3 atm

36. Se tiene una mezcla de Hidrógeno, Oxígeno y Nitrógeno contenidos en un recipiente metálico. Donde la fracción molar del Hidrógeno es 0,3. Al extraerse éste gas totalmente, la fracción molar de Nitrógeno en la mezcla remanente es 0,8. Luego, se extrae el Nitrógeno quedando en el recipiente sólo Oxígeno a la presión de 1 atm. Determinar la presión parcial del H_2 en la mezcla inicial.

a) 4 atm b) 2,14 atm c) 2 atm
d) 11,66 atm e) 1,71 atm

37. Calcular el peso molecular de una mezcla formada por masas iguales de N_2 y CH_4.

a) 10,2 b) 15,1 c) 20,4
d) 22,0 e) 26,0

38. Una mezcla de gases ideales contiene 4 milimoles de H_2 por cada milimol de Ne. La presión parcial de Ne es:

a) Una cuarta parte de la presión total.
b) Tres cuartas partes de la presión total.
c) Una atmósfera.
d) Una quinta parte de la presión total.
e) Cuatro quintas partes de la presión total.

39. En una mezcla gaseosa a 2 atm de presión, el 15% de las moléculas son de oxígeno, 35% son de hidrógeno, 45% de monóxido de carbono y el resto son de dióxido de carbono. ¿Cuál es la presión parcial de hidrógeno?

a) 0,35 atm b) 0,7 c) 2
d) 1,3 e) 1

40. Una mezcla gaseosa posee la composición en masa siguiente: $O_2 = 20,1\%$, $N_2 = 68,8\%$, $NH_3 = 11,1\%$. Hallar la composición volumétrica del O_2.

a) 16,8 % b)17,4 c) 65,8
d) 35,7 e) 23,3

41. La fracción molar de un gas A en la mezcla de A, B y C es 0,4. Al extraer completamente el gas A la fracción molar de B en la mezcla resultante es 0,6. Calcular la presión parcial de A en la mezcla inicial sabiendo que la presión parcial de B en la mezcla final es 1atm.

a) 1,1 b) 4,2 c) 2,2
d) 0,1 e) 1,8

42. Completar el siguiente enunciado:
Para un gas ideal, la ley de ..... establece que en un conjunto de moléculas de distintos gases, cada tipo de gas ejerce su propia presión independiente de los otros a determinada condición de .....

a) Boyle - Temperatura.
b) Charles - Presión.
c) Amagat - Leduc ; Volumen y Temperatura.
d) Dalton - Volumen y Temperatura.
e) Graham - Presión y Temperatura.

43. ¿Qué volumen en litros, ocupan $12,046.10^{23}$ moléculas de metano CH_4, que se encuentra a 27°C y 4,1 atmósferas?

a) 20,1 b) 44,3 c) 22,4
d) 12,0 e) 15,0

44. Determinar la densidad del gas H_2S a 27°C y 2,46 atm.
m.A. (S = 32).

a) 3,0 g/L b) 2,8 g/L c) 3,4 g/L
d) 2,6 g/L e) 2,4 g/L

45. Determinar el volumen molar de los gases ideales a cierta presión y temperatura, en donde al gas cloro tiene una densidad de 5,63 g/L. Dato: m.A. (Cl = 35,5).

a) 11,86 L/mol b) 13,2 L/mol
c) 12,61 L/mol d) 10,9 L/mol
e) 14,6 L/mol

46. A la misma temperatura y presión 2 L de nitrógeno y 2 L de hidrógeno.

a) Tienen igual densidad.
b) Tienen el mismo número de moléculas pero diferente masa.
c) Tienen igual número de oxidación.
d) Tienen igual número de atómico.
e) Ocupan diferente volumen.

47. En dos recipientes se pesan separadamente, 24 g de hidrógeno y 336 g de nitrógeno. ¿Qué afirmación es verdadera?

a) En ambos recipientes, los gases ejercen igual presión.
b) En ambos recipientes, hay el mismo número de moléculas.
c) En ambos recipientes, los gases ocupan el mismo volumen.
d) En ambos recipientes, hay diferente número de moléculas.
e) En ambos recipientes, los gases tienen la misma densidad.

48. Se agregaron tres gases a un recipiente de 10 litros produciéndose una presión total de 800 torr a 27°C. Si la mezcla contenía 8 gramos de CO_2, 6 gramos de O_2 y «X» g de N_2, determinar la presión parcial del N_2 en dicha mezcla.

a) 219,1 torr b) 106,8 torr c) 123,4 torr
d) 178 torr e) 108,76 torr

49. Una mezcla gaseosa esta preparada a partir de 0,08 m^3 de CH_4, 0,04m^3 de H_2 y 0,01m^3 de CO. Las presiones iniciales constituían respectivamente 96, 84, 109 mmHg. Determinar la presión total de la mezcla, sabiendo que el volumen ocupado por la mezcla es 0,08 m^3.

a) 251,6 torr b) 167,8 torr c) 151,6 torr
d) 345 torr e) 205,3 torr

50. La densidad del aire con una composición volumétrica del 80% de N_2 y 20% O_2, medida a 400 K y 0,82 atm, es:

a) 0,72 g/L b) 0,82 g/L c) 0,36 g/mL
d) 0,36 g/L e) 0,72 g/mL

51. Un recipiente contiene 32 g de oxígeno a condiciones normales. Se comprime el gas a temperatura constante y a una presión manométrica de 942,4 mmHg. Determinar el volumen del oxígeno comprimido.

a) 36,12 L b) 5 c) 10
d) 18,06 e) 20

52. Determinar cuántos átomos de nitrógeno existirán en un balón que contiene 500 mL de nitrógeno gaseoso, a una presión de 3 atm y 27°C.
No = Número de avogadro.

a) 0,06 No b) 0,52 No c) 0,12 No
d) 0,30 No e) 0,35 No

53. Si 300 mL de O_2 contenidos en un recipiente ejercen una presión de 100 mm Hg y 200 mL de H_2 contenidos en otro recipiente ejercen una presión de 150 mm Hg, Si ambos recipientes se conectan por un tubo capilar de volumen despreciable, ¿cuál será la presión total de la mezcla, permaneciendo la temperatura constante?

a) 30 mm Hg b) 60 mm Hg
c) 240 mm Hg d) 120 mm Hg
e) 180 mm Hg

54. Se permite que 1,00 L de helio a 2 atm y 2,00 L de N_2 a 2 atm se mezclen isotérmicamente de tal manera que el volumen final sea 3,00 L. Calcular la presión total de la mezcla.

a) 2,5 atm b) 1,99 atm c) 0,50 atm
d) 2,8 atm e) 3,5 atm

55. Un gas presenta la siguiente composición centesimal: C = 80%, H = 20%. Si su densidad a condiciones normales es 1,34g/L, determinar su fórmula molecular. Datos: m.A.(C = 12; H = 1)

a) CH_3 b) CH_4 c) C_2H_2
d) C_2H_6 e) C_2H_4

56. Las presiones parciales de cuatro gases contenidos en un recipiente de 6 L a 727°C son: $P_{CO_2} = 0{,}82$ atm; $P_{H_2} = 0{,}21$ atm; $P_{CO} = 0{,}84$ atm y $P_{H_2O} = 0{,}32$ atm. ¿Cuántos gramos de gas CO_2 hay en el recipiente?

a) 2,64 b) 1,65 c) 0,96
d) 1,15 e) 3,45

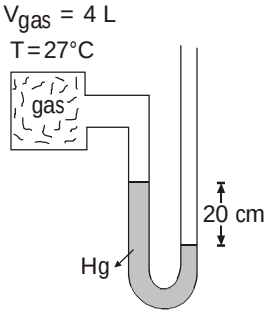
57. Hallar el volumen (en mL) a condiciones normales de una masa de gas seco, el cual al ser recogido sobre agua a 20°C, ocupa un volumen de 52,65 mL, a una presión de 754,7 torr. (Presión de vapor de agua a 20°C = 17,8 torr).

a) 47,6 b) 48,7 c) 49,0
d) 51,1 e) 54,8

58. En un balón de acero de 5 L de capacidad, se introduce 28 g de N_2 y 24 g de O_2 a 127°C. Determinar la presión de la mezcla gaseosa en atmósferas.

a) 3,65 b) 4,92 c) 6,56
d) 11,48 e) 22,94

59. Dado el esquema de un gas ideal determinar: ¿Cuántas moléculas están contenidas en dicho recipiente?
Dato: No = número de avogadro.



a) No b) 0,5 No c) 0,12 No
d) 0,29 No e) 0,46 No

60. Se tiene una mezcla de 0,82 mol de N_2 y 0,72 mol de CH_4, indicar la fracción molar del CH_4.

a) 0,68 b) 0,38 c) 0,89
d) 0,47 e) 0,66

Claves

01.	c
02.	b
03.	e
04.	e
05.	a
06.	e
07.	b
08.	e
09.	e
10.	e
11.	a
12.	a
13.	b
14.	a
15.	c
16.	b
17.	c
18.	a
19.	c
20.	a
21.	c
22.	a
23.	a
24.	b
25.	a
26.	e
27.	c
28.	d
29.	a
30.	d

31.	b
32.	a
33.	a
34.	d
35.	c
36.	b
37.	c
38.	d
39.	b
40.	a
41.	a
42.	d
43.	d
44.	c
45.	c
46.	b
47.	b
48.	e
49.	c
50.	a
51.	c
52.	c
53.	d
54.	b
55.	d
56.	a
57.	a
58.	d
59.	c
60.	d

Capítulo

16

REPASO BIMESTRAL

01. ¿Cuántos electrones de Valencia tiene el átomo de Azufre, si tiene 16 protones?

a) 2 b) 4 c) 6
d) 8 e) 10

02. Determinar la cantidad de electrones que determinan las propiedades químicas de un átomo en el Yodo - 127. Si contiene 74 neutrones.

a) 1 b) 3 c) 5
d) 7 e) 8

03. Indique la notación de Lewis para el átomo de Fluor $\left({}^{19}_{9}F\right)$.

a) $\cdot\ddot{F}\cdot$ b) $\cdot\ddot{F}:$ c) $\cdot\dot{F}\cdot$
d) $\cdot\dot{F}\cdot$ e) $:\ddot{F}:$

04. Determinar la familia de $\cdot\ddot{R}:$, de acuerdo a los nombres representativo:

a) Alcalino.
b) Alcalino térreo.
c) Boroide.
d) Halógenos.
e) Anfígenos.

05. El átomo de un elemento tiene la configuración $\dot{X}$; si tiene 3 niveles, determinar el número atómico.

a) 7 b) 9 c) 5
d) 11 e) 19

06. El átomo $\cdot\ddot{R}\cdot$ tiene 4 niveles.
Determinar el número atómico del elemento al cual pertence.

a) 31 b) 33 c) 35
d) 15 e) 51

07. El átomo $\cdot\ddot{M}:$ presenta 4 niveles; si contiene 45 neutrones, determinar el número de masa.

a) 70 b) 75 c) 80
d) 85 e) 90

08. Es correcto:
I. Al unirse los átomos se logra un sistema estable.
II. Generalmente se unen átomos con alta afinidad electrónica.
III. En la formación de un compuesto iónico existen los procesos de reducción y oxidación.

a) Sólo I b) II y III c) Sólo III
d) I y III e) Todos

09. Respecto al enlace iónico señale qué proposiciones son correctas:
I. Se produce perdida y ganancia de electrones.
II. Se produce entre un metal activo con un metal menos activo.
III. En la mayoría de enlaces iónicos participa un metal y un no metal.
IV. Siempre que se enlazan un metal y un no metal el enlace es iónico.

a) Sólo I b) Sólo III c) Sólo II
d) I y III e) I y IV

10. Señale cuántas proposiciones son correctas para :

$$[A]^{1+}\ \left[\cdot\ddot{\underset{\cdot\cdot}{E}}:\right]^{1-}$$

I. Es un enlace electrovalente.
II. Participan electrones del nivel de valencia formando enlace Pi(p).
III. Es un enlace entre Halógeno y alcalino térreo.
IV. Es un compuesto sólido.

a) 4 b) 3 c) 2
d) 1 e) 0

11. Es un enlace intermolecular que se origina entre un átomo de Hidrógeno y átomos de alta electronegatividad de dos elementos.

a) Enlace dativo.
b) Enlace múltiple.
c) Enlace coordinado.
d) Enlace puente de Hidrógeno.
e) Enlace metálico.

12. ¿Qué tipo de enlace se forma cuando se unen los elementos A(z=12) y B(z=19)?

a) Covalente polar. b) Covalente.
c) Iónico. d) Metálico.
e) Covalente dativo.

13. ¿Qué tipo de enlace se produce cuando se unen los elementos x(z=11) e y(z=20)?

a) Covalente. b) Metálico.
c) Intermolecular. d) Iónico.
e) Covalente apolar.

14. ¿Cuántas proposiciones son correctas?
I. El HI tiene mayor carácter iónico que el HCl.
II. El enlace metálico explica la conductividad eléctrica y el brillo metálico.
III. En el enlace electrovalente la atracción es polidireccional.
IV. En la estructura cristalina del NaCl cada ión Na^{1+} está rodeado por 6 iones de Cl^{1-}

a) 0 b) 1 c) 2
d) 3 e) 4

15. Señale qué proposiciones son correctas:
I. El Na_2O es sólido iónico.
II. El enlace "O - H" es de mayor polaridad que el enlace "H - F".
III. La aleación latón (Cu + Zn) presenta enlace covalente entre sus átomos.

a) Sólo I b) Sólo II c) Sólo III
d) I y II e) I , II y III

16. Señale un Óxido Ácido:

a) K_2O b) CaO c) FeO
d) Ag_2O e) SO_3

17. Señalar un hidróxido penta atómico.

a) K(OH) b) Na(OH) c) Ca_2SO_4
d) $Ca(OH)_2$ e) Fe_2O_3

18. Relacionar correctamente :
I. $Sn(OH)_4$
II. $Sn(OH)_2$
III. $Pb(OH)_2$
IV. $Pb(OH)_4$

a. Hidróxido estanioso.
b. Hidróxido estánico.
c. Hidróxido plúmbico.
d. Hidróxido Plumboso.

a) Ia , IIb , IIIc , IVd.
b) Id , IIb , IIIc , IVa
c) Id , IIa , IIIb , IVc
d) Ib , IIa , IIId , IVc
e) Id , IIb , IIId , IVc

19. Indicar la atomicidad del Anhidrido Manganoso:

a) 3 b) 5 c) 4
d) 6 e) 7

20. Señalar la Nomenclatura con notación stock correcta:

a) FeO Óxido Ferroso.
b) CaO Óxido Cálcico.
c) Fe_2O_3 Óxido de Hierro (III).
d) PbO Óxido de Plomo (I).
e) Na_2O Óxido de Sodio (II).

21. La Nomenclatura IUPAC propone el uso de lanotación de stock, ¿qué compuesto cumple con dicha notación?

a) Óxido de Plata Ag_2O
b) Anhidrido carbónico CO_2
c) Óxido de Niquel III Ni_2O_3
d) Óxido Plumboso PbO
e) Todos son correctos.

22. ¿Qué nombre recibe el siguiente compuesto K_2O?

a) Óxido Potásico II.
b) Óxido de Potasio.
c) Hidróxido de Potasio.
d) Anhidrido de Potasio.
e) Anhidrido Potásico.

23. En la siguiente reacción, el compuesto formado tiene la fórmula.

$$X_2O + H_2O \rightarrow$$

a) H_2XO_2 b) HXO_2 c) HXO
d) HXO_3 e) H_2XO_3

24. El radical carbonato proviene del ácido :

a) Carbonito. b) Carbónico.
c) Carbonoso. d) Percarbónico.
e) Monóxido de carbono.

25. Señale la proposición que represente un anhidrido y un sal oxisal:

a) Cl_2O_3 , KCl b) SO_3 , H_2SO_4
c) CaO , $CaSO_4$ d) CO_2 , KNO_3
e) HCl , $CaCO_3$

26. Hallar la cantidad de átomos de silicio presentes en 98 gramos de silicio (M.A=28)

a) N_0 b) $2\,N_0$ c) $2{,}5\,N_0$
d) $3\,N_0$ e) $3{,}5\,N_0$

27. Completar el cuadro:

Elemento	M.A.	W	# At – g
Potasio	39	b	2
Neón	20	100	c
Carbono	a	48	4

Hallar: a+b+c
a) 75 b) 85 c) 95
d) 105 e) 115

28. Halle la masa molecular de una mezcla que tiene:
I. 1 at-g Ar (mA=40)
II. 1 mol-g SO_2 ($\overline{M}=64$)
III. 3 mol-g CH_4 ($\overline{M}=16$)

a) 40,4 b) 30,4 c) 20,4
d) 26,4 e) 38,4

29. Una mezcla de trióxido de dihierro y monóxido de dicobre contiene 8 moles de moléculas y 34 moles de átomos. Hallar el peso del óxido férrico usado en la mezcla (M.A Fe=26, Ca=63,5, O=16).

a) 200 g b) 400 g c) 600 g
d) 800 g e) 1000 g

30. Una mezcla de dióxido de carbono y monóxido de carbono pesa 500 gramos, contiene 15 moles. Hallar el peso de dióxido de carbono usado en la mezcla (M.A. C=12, O=16)

a) 120 b) 220 c) 320
d) 80 e) 40

31. Calcular la masa de la siguiente mezcla: 3 moles de H_2O y 2 moles de amoniaco.
Dato : M.A (O=16, H=1, N=14)

a) 44 b) 88 c) 102
d) 22 e) 11

32. Determinar la composición centesimal del óxido férrico (Fe_2O_3). Datos : Masas atómicas : Fe = 56 ; O = 16.

%Fe	*%O*
a) 50	50
b) 60	40
c) 70	30
d) 80	20
e) 40	60

33. Determinar el porcentaje de Carbono en la Úrea (NH_2 - CO - NH_2).

a) 6% b) 12% c) 20%
d) 25% e) 30%

34. Determinar el porcentaje del Óxido de Calcio (CaO) en el Carbonato de Calcio ($CaCO_3$). Datos : Masas atómicas: Ca = 40 ; C = 12 ; O = 16.

a) 36% b) 48% c) 56%
d) 62% e) 68%

35. Determinar el porcentaje de "N" en el Hidróxido de Amonio (NH_4OH). Masas atómicas: N=14 ; H=1; O=16.

a) 10% b) 20% c) 40%
d) 35% e) 45%

36. Determinar el porcentaje de agua en el Disulfuro de Hierro Decahidratado ($FeS_2 \cdot 10H_2O$). Datos: Masas Atómicas: Fe = 56; S = 32; H = 1; O = 16.

a) 40% b) 50% c) 56%
d) 60% e) 72%

37. Determinar la masa de Hidrógeno presente en 1020 g. de Peróxido de Hidrógeno (H_2O_2)

a) 20 g. b) 40 g. c) 60 g.
d) 80 g. e) 100 g.

38. Determinar la masa de Cromo que se encuentra presente en 58,8 g. de Dicromato de Potasio, un oxidante muy empleado en las reacciones químicas. Datos: Masa Atómica: K = 39; Cr = 52 ; O = 16 : $K_2Cr_2O_7$

a) 10,4 g. b) 20,8 g. c) 15,6 g.
d) 41,6 g. e) 5,2 g.

39. La densidad de un gas diatómico a C.N. es $1{,}25\frac{g}{L}$ ¿cuál es su masa molecular?

a) 232 b) 28 c) 44
d) 71 e) 56

40. ¿Cuántos gramos tiene por cada litro el ozono a 27°C y 8,2 atm?

a) 8 b) 16 c) 32
d) 24 e) 20

41. ¿Qué gas tiene mayor densidad en condiciones normales?

a) H_2 b) CO_2 c) NH_3
d) Cl_2 e) N_2O

42. ¿Cuántas moléculas de SO_2 existen en 0,82L de dicho gas a 27°C y 2atm?

a) 4 b) $4{,}016.10^{20}$ c) $4{,}016.10^{22}$
d) 22,4 e) $4N_0$

43. Determine el número de moléculas de gas acetileno (C_2H_2) contenidas dentro de un tanque de 12 litros a 127°C y 4,1atm.

a) N_0 b) $1{,}5\,N_0$ c) $2\,N_0$
d) $0{,}5\,N_0$ e) $3\,N_0$

44. Determine el volumen de $6{,}022.10^{23}$ moléculas de gas C_3H_8 medidas a 273k y 101,3Kpa.

a) 11,2ℓ b) 5,6ℓ c) 22,4ℓ
d) 44,8ℓ e) 28ℓ

45. ¿Qué valor toma el volumen molar cuando es medido a 127°C y 4atm de presión?

a) 22,4L b) 11,2L c) 28L
d) 8,2L e) 5,6L

46. Se tiene una misma cantidad de cada uno de los siguientes gases. ¿Cuál de ellos ocupara mayor volumen cuando esten sometidos a la misma presión y temperatura?
Masa atómica: Cl = 35,5

a) H_2 b) O_2 c) CH_4
d) CO_2 e) Cl_2

47. En un recipiente de 120 L, se tiene gas CH_4 a 27°C y 0,82 atm. Determine el número de átomos de hidrógeno que existen en el recipiente. $(N_A = 6{,}023.10^{23})$.

a) $3\,N_A$ b) $8\,N_A$ c) $10\,N_A$
d) $12\,N_A$ e) $16\,N_A$

48. Calcular la densidad del metano (CH_4) a 47°C y 4,1 atm.

a) $2{,}8\frac{g}{L}$ b) $2{,}5\frac{g}{L}$ c) $2{,}1\frac{g}{L}$
d) $1{,}5\frac{g}{Cm^3}$ e) $1{,}1\frac{g}{Cm^3}$

49. ¿Cuántas moléculas de oxígeno por cm^3 existen a 27°C y 1,23 atm?

a) $0{,}1.10^{20}$ b) $0{,}3.10^{20}$ c) $0{,}2.10^{20}$
d) $0{,}4.10^{20}$ e) $0{,}2.10^{21}$

50. Si el proceso es isotérmico se cumple que:
a) $P_1 / T_1 = P_2 / T_2$ b) $P_1 V_1 = P_2 V_2$
c) $V_1 / T_1 = V_2 / T_2$ d) $P_1 P_2 = V_1 V_2$
e) $V_1 V_2 = T_1 T_2$

51. 5 L de gas se encuentran a 3 atm y 27ºC. ¿Qué volumen ocupará el gas a 6 atm y 87ºC?

a) 4,5 L b) 4 c) 3
d) 2 e) 6

52. 5 L de un gas a 3 atm se expande isotérmicamente, ¿Cuál es el volumen final en mL, cuando la presión es de 760 mm Hg?

a) $7{,}6x10^2$ b) $1{,}0x10^3$ c) $1{,}5x10^4$
d) $5{,}6x10^2$ e) $1{,}9x10^3$

53. Al disminuir el volumen de un gas en un 40% y aumentar su temperatura absoluta en 50%. Señale la variación de su presión expresada en porcentaje.

a) 110 b) 120 c) 150
d) 130 e) 140

54. Una muestra de gas N_2, ocupa un volumen de 9 L a 177ºC y 0,5 atm. ¿Cuál será la presión en atm, si el volumen disminuye a 2,73 L y la temperatura a 0ºC?

a) 2,2 b) 1,6 c) 3,1
d) 1,0 e) 1,5

55. En un proceso isobárico, 2g de oxígeno ocupan un volumen de 280 ml a 127ºC.
¿Cuál será el volumen, en mL, cuando la temperatura desciende hasta 27ºC?

a) 172 b) 32 c) 210
d) 410 e) 350

56. Si la presión de un gas se incrementa en 40% y el volumen disminuye 5%. ¿En que porcentaje varía la temperatura absoluta?

a) Aumenta 133%. b) Disminuye 33%.
c) Aumenta 66%. d) Aumenta 33%.
e) Disminuye 35%.

57. Un balón contiene nitrógeno a 27ºC y a una presión de 1800 mmHg. Si se requiere incrementar la presión en un 50%, determinar la nueva temperatura del gas en ºC.

a) 177 b) 354 c) 264
d) 450 e) 225

58. Si 10 L de un gas ideal a 2,4 atm se expande hasta un volumen de 48 L, ¿cuál es la presión final del gas en mm Hg?

a) 380 b) 646 c) 760
d) 1520 e) 1938

59. El volumen de un gas varía de 300 L a 500 L cuando su temperatura varía de 27ºC a 127ºC. ¿En que porcentaje disminuye la presión, con respecto a la inicial?

a) 120% b) 20% c) 80%
d) 60% e) 10%

60. Si la presión de un gas se encuentra en mmHg indique el valor de la constante de regnault.

a) 60,3 b) 62,4 c) 139,3
d) 0,082 e) 39,4

Claves

01.	c
02.	d
03.	b
04.	d
05.	d
06.	b
07.	c
08.	d
09.	d
10.	b
11.	d
12.	d
13.	b
14.	c
15.	a
16.	e
17.	d
18.	d
19.	a
20.	c
21.	c
22.	a
23.	c
24.	b
25.	d
26.	e
27.	c
28.	b
29.	d
30.	b

31.	b
32.	c
33.	e
34.	c
35.	c
36.	d
37.	c
38.	b
39.	b
40.	b
41.	d
42.	c
43.	d
44.	c
45.	a
46.	a
47.	b
48.	b
49.	b
50.	b
51.	c
52.	c
53.	c
54.	d
55.	c
56.	d
57.	a
58.	a
59.	b
60.	b

Capítulo

17 REACCIONES QUÍMICAS I

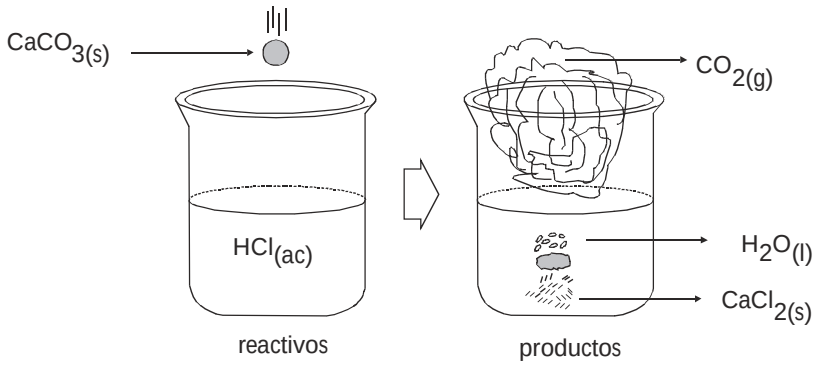
JOHN DALTON (1766 - 1844)

John Dalton, hijo de un humilde tejedor, nació en Cumberland, Inglaterra. Estudió inicialmente en una escuela rural y su progreso fue tan rápido que a la edad de doce años se convirtió en maestro de la escuela. Siete años más tarde llegó a ser director de la misma. En 1793, se trasladó a Manchester y allí se estableció para el resto de su vida. En principio, enseñó Matemáticas, Física y Química en un colegio. No obstante, cuando pensó que estas obligaciones docentes interferían sus estudios científicos, renunció al puesto y aceptó alumnos privados, a quienes enseñaba Matemáticas y Química, para sufragar sus gastos.

Dalton formuló su teoría atómica en 1803. Aunque propuso que los compuestos estaban formados por la combinación de átomos de elementos diferentes en proporciones definidas por números enteros pequeños, Dalton no disponía de ningún procedimiento fiable para determinar las relaciones en que se combinaban los diferentes átomos. En esa situación supuso que, cuando sólo se conocía un compuesto de dos elementos A y B, la fórmula del compuesto debería ser la más sencilla posible, AB. Basándose en esta suposición y tomando en consideración las masas atómicas de distintos elementos que se combinaban entre sí, fue capaz de deducir masas atómicas relativas. Fue el primero en publicar una tabla incluyendo valores de dichas masas atómicas relativas.

Las reacciones químicas son las variaciones producidas en la naturaleza y composición de las sustancias debido a efectos termodinámicos como la presión y la temperatura; cinéticos como un catalizador; fotoquímicos como las radiaciones U.V.; etc. produciéndose nuevas sustancias con propiedades diferentes a las de las sustancias originales.

En una reacción química, a las sustancias iniciales se las llama ***reactivos*** y a las sustancias que se originan se las llama ***productos***. Durante una reacción química, los átomos, moléculas o iones interaccionan y se reordenan entre sí para formar los productos. Durante este proceso se rompen enlaces químicos y se forman nuevos enlaces. Los reactivos y los productos pueden estar en estado sólido, líquido o gaseoso, o pueden estar en solución.



ECUACIÓN QUIMICA:

$$CaCO_{3(s)} + 2HCl_{(ac)} \longrightarrow CaCl_{2(ac)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$$

Una ecuación química usa símbolos y fórmulas químicas de los reactivos y productos, y otros términos simbólicos para representar una reacción química.

Símbolos de uso común en las reacciones químicas

Símbolo	Significado
$\longrightarrow$	Indica que la reacción es irreversible y solo se desarolla en el sentido indicado por la flecha.
$\rightleftharpoons$	Reacción reversible; equilibrio entre reactivos y productos.
$\uparrow$	Gas que se desprende.
$\downarrow$	Formación de un precipitado.
(s)	Sustancia en fase sólida.
(l)	Sustancia en fase líquida.
(g)	Sustancia en fase gaseosa.
(ac)	Solución acuosa (sustancia disuelta en agua). También se suele denotar como (aq).
Δ	Calor.

CLASIFICACIÓN DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

1. ***Reacciones de combinación***: Llamadas también reacciones de síntesis, composición, asociación y de adición. Son aquellas reacciones en las cuales dos o más sustancias se combinan para formar un solo compuesto. La forma general de esta reacción es:

$$A + B \longrightarrow AB$$

Síntesis del agua:

$$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \xrightleftharpoons{\text{Chispa Eléctrica}} 2H_2O_{(l)}$$

Síntesis del amoníaco o síntesis de Born-Haber:

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \underset{P,\ T}{\overset{Fe}{\rightleftharpoons}} 2NH_{3(g)}$$

Metal + oxígeno $\longrightarrow$ óxido metálico

$$2\ Mg_{(s)} + O_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} 2\ MgO_{(s)}$$
$$4\ Al_{(s)} + 3\ O_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} 2\ Al_2O_{3(s)}$$

No metal + oxígeno $\longrightarrow$ óxido de no metal

$$S_{(s)} + O_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} SO_{2(g)}$$
$$N_{2(g)} + O_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} 2\ NO_{(g)}$$

Metal + no metal $\longrightarrow$ sal

$$2\ Na_{(s)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow 2\ NaCl_{(s)}$$
$$2\ Al_{(s)} + 3\ Br_{2(l)} \longrightarrow 2\ AlBr_{3(s)}$$

Óxido metálico + agua $\longrightarrow$ base (hidróxido metálico)

$$Na_2O_{(s)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow 2\ NaOH_{(ac)}$$
$$CaO_{(s)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow Ca(OH)_{2(ac)}$$

Óxido de no metal + agua $\longrightarrow$ oxácido

$$SO_{3(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_2SO_{4(ac)}$$

2. ***Reacción de descomposición***: Llamada también reacción de disociación. Son aquellas reacciones donde una sustancia se descompone en sustancias más simples. Puede considerarse a esta reacción como la inversa de la combinación. El material inicial debe ser un compuesto, y los productos pueden ser elementos o compuestos. La forma general de la ecuación es:

$$AB \longrightarrow A + B$$

Por ejemplo: algunos óxidos metálicos se descomponen para dar el metal libre más oxígeno, y otros dan un óxido inferior; algunos son muy estables y se resisten a la descomposición por calentamiento.

$$2\,HgO_{(s)} \xrightarrow{\Delta} 2\,Hg_{(l)} + O_{2(g)}$$
$$2\,PbO_{2(s)} \xrightarrow{\Delta} 2\,PbO_{(s)} + O_{2(g)}$$

Los carbonatos y los bicarbonatos se descomponen al calentarlos para dar CO_2.

$$CaCO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$
$$2\,NaHCO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} Na_2CO_{3(s)} + H_2O_{(g)} + CO_{2(g)}$$

Varios:

$$2\,KClO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} 2\,KCl_{(s)} + 3\,O_{2(g)}$$
$$2\,NaNO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} 2\,NaNO_{2(s)} + O_{2(g)}$$
$$2\,H_2O_{2(l)} \xrightarrow{\Delta} 2\,H_2O_{(l)} + O_{2(g)}$$

3. ***Reacción de desplazamiento simple:*** Llamada también sustitución directa. Son aquellas reacciones donde un elemento desplaza a otro de un determinado compuesto. Se forman un elemento diferente y un compuesto diferente. La forma general de la ecuación es:

$$A + BC \longrightarrow AC + B$$
Elemento — Elemento

Metal + ácido ⟶ hidrógeno + sal

$$Zn_{(s)} + 2HCl_{(ac)} \longrightarrow H_{2(g)} + ZnCl_{2(ac)}$$
$$2Al_{(s)} + 3H_2SO_{4(ac)} \longrightarrow 3H_{2(g)} + Al_2(SO_4)_{3(ac)}$$

Metal + agua ⟶ hidrógeno + óxido o hidróxido metálico

$$2Na_{(s)} + 2H_2O \longrightarrow H_{2(g)} + NaOH_{(ac)}$$
$$Ca_{(s)} + 2H_2O \longrightarrow H_{2(g)} + Ca(OH)_{2(ac)}$$
$$3Fe_{(s)} + 4H_2O_{(g)} \longrightarrow 4H_{2(g)} + Fe_3O_{4(s)}$$

Metal + sal ⟶ metal + sal

$$Fe_{(s)} + CuSO_{4(ac)} \longrightarrow Cu_{(s)} + FeSO_{4(ac)}$$
$$Cu_{(s)} + 2\,AgNO_{3(ac)} \longrightarrow 2\,Ag_{(s)} + Cu(NO_3)_{2(ac)}$$

Halógeno + sal de halógeno ⟶ halógeno + sal de halógeno

$$Cl_{2(g)} + 2\,NaBr_{(ac)} \longrightarrow Br_{2(l)} + 2\,NaCl_{(ac)}$$
$$Cl_{2(g)} + 2\,KI_{(ac)} \longrightarrow I_{2(s)} + 2\,KCl_{(ac)}$$

4. ***Reacción de metátesis:*** Llamada también reacción de doble desplazamiento o doble descomposición. Son aquellas reacciones donde dos compuestos reaccionan para formar dos o más compuestos. La forma general de la ecuación es:

$$AB + CD \longrightarrow AD + CB$$

Ejemplo: $\boldsymbol{Ag}NO_{3(ac)} + K\boldsymbol{Cl}_{(ac)} \longrightarrow \boldsymbol{AgCl}_{(s)} + KNO_{3(ac)}$

(a) Neutralización de un ácido y una base. La producción de una molécula de agua a partir de un H^+ y un OH^- se acompaña de desprendimiento de calor (reacción exotérmica).

Ácido + base ⟶ sal + agua

$$HCl_{(ac)} + NaOH_{(ac)} \longrightarrow NaCl_{(ac)} + H_2O$$
$$H_2SO_{4(ac)} + Ba(OH)_{2(ac)} \longrightarrow BaSO_4\downarrow + 2H_2O$$

(b) Formación de un precipitado insoluble. Las solubilidades de los productos se pueden determinar consultando una tabla de solubilidades.

$$BaCl_{2(ac)} + 2AgNO_{3(ac)} \longrightarrow 2AgCl\downarrow + Ba(NO_3)_{2(ac)}$$

$$FeCl_{3(ac)} + 3NH_4(OH)_{(ac)} \longrightarrow Fe(OH)_3\downarrow + 3NH_4Cl_{(ac)}$$

(c) Óxido metálico + ácido. Se desprende calor en la producción de una molécula de agua.

Óxido metálico + ácido ⟶ sal + agua

$$CuO_{(s)} + 2HNO_{3(ac)} \longrightarrow Cu(NO_3)_{2(ac)} + H_2O$$

$$CaO_{(s)} + 2HCl_{(ac)} \longrightarrow CaCl_{2(ac)} + H_2O$$

(d) Formación de un gas. Puede producirse un gas como HCl o H_2S directamente, como en estos dos ejemplos:

$$H_2SO_{4(l)} + NaCl_{(s)} \longrightarrow NaHSO_{4(s)} + HCl\uparrow$$

$$2HCl_{(ac)} + ZnS_{(s)} \longrightarrow ZnCl_{2(ac)} + H_2S\uparrow$$

Un gas se puede producir indirectamente. Algunos compuestos inestables que se forman en una reacción de doble desplazamiento como el H_2CO_3, H_2SO_3 y NH_4OH, se descomponen para formar agua y un gas:

$$2HCl_{(ac)} + Na_2CO_{3(ac)} \longrightarrow 2NaCl_{(ac)} + H_2CO_3 \longrightarrow 2NaCl_{(ac)} + H_2O + CO_2\uparrow$$

$$2HNO_{3(ac)} + K_2SO_{3(ac)} \longrightarrow 2KNO_{3(ac)} + H_2CO_{3(ac)} \longrightarrow 2KNO_{3(ac)} + H_2O + SO_2\uparrow$$

$$NH_4Cl_{(ac)} + NaOH_{(ac)} \longrightarrow NaCl_{(ac)} + NH_4OH_{(ac)} \longrightarrow NaCl_{(ac)} + H_2O + NH_3\uparrow$$

REACCIONES ENDOTÉRMICAS Y EXOTÉRMICAS

Las reacciones pueden ser exotérmicas o endotérmicas. Las ***reacciones exotérmicas*** liberan calor; las ***reacciones endotérmicas*** lo absorben. En una reacción exotérmica el calor es un producto, y se puede escribir al lado derecho de la ecuación de reacción. En una reacción endotérmica se puede considerar al calor como un reactivo y se escribe al lado izquierdo de la ecuación. Los siguientes ejemplos muestran al calor en una reacción exotérmica y una endotérmica.

$$H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow 2HCl_{(g)} + 185\ kJ \quad \text{(exotérmica)}$$

$$N_{2(g)} + O_{2(g)} + 181\ kJ \longrightarrow 2NO_{(g)} \quad \text{(endotérmica)}$$

La cantidad de energía térmica producida en una reacción se llama ***calor de reacción***. Las unidades empleadas pueden ser kilojoule o kilocaloría. Veamos la reacción representada por la ecuación:

$$C_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + 393\ kJ$$

La entalpía de reacción (ΔH) es el cambio de energía involucrada en una reacción a presión y temperatura constantes.
Se denomina entalpía estándar $(\Delta H)°$ cuando la reacción se lleva a cabo en condiciones estándar, es decir, a la presión de 1atm y a la temperatura de 25°C.
La entalpía de una reacción se puede determinar de la siguiente manera:

$$\Delta H_{(reacción)} = \sum H_{prod} - \sum H_{react.}$$

En una reacción endotérmica ΔH presenta signo positivo.

$$\sum H_{reactivos} < \sum H_{productos} \Rightarrow \Delta H = (H_P - H_R) > 0$$

En una reacción exotérmica ΔH presenta signo negativo.

$$\sum H_{reactivos} > \sum H_{productos} \Rightarrow \Delta H = (H_P - H_R) < 0$$

REACCIONES DE COMBUSTIÓN:

La combustión es una reacción de oxidación - reducción en la que el oxígeno (comburente) se combina rápidamente con materiales oxidables (combustibles) en reacciones exotérmicas, habitualmente con llama visible.

La combustión completa (con exceso de O_2) de hidrocarburos produce dióxido de carbono y vapor de agua como productos principales. Esta combustión se ve acompañada con una llama azul-verdosa.

$$CH_{4(g)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(v)} + \text{calor}$$

La combustión incompleta con O_2 en defecto de hidrocarburos produce monóxido de carbono y vapor de agua como productos principales. Estas reacciones ocurren en un ambiente deficiente en oxígeno y están acompañadas por una llama amarilla.

$$C_3H_{8(g)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{(g)} + H_2O_{(v)} + \text{calor}$$

Si la combustión se realiza con O_2 muy escaso se produce hollín ($C_{(s)}$)

$$C_4H_{8(g)} + O_{2(g)} \rightarrow \underset{\text{hollín}}{C_{(s)}} + H_2O_{(v)} + \text{calor}$$

BALANCE DE ECUACIONES:

Además de la significación cualitativa que identifican a los reaccionantes y productos; a las ecuaciones se les atribuye una significación cuantitativa consistente con la ley de la conservación de la masa, lo que se traduce en el balance de ecuación; es decir, en operaciones que permitan determinar las cantidades de cada sustancia, expresadas como coeficientes, necesarios para que la cantidad de átomos sea el mismo en ambos miembros de la ecuación.

Se recomienda intentar el balance por el método de simple inspección, iniciando el tanteo en la sustancia reaccionante con mayor atomicidad.

EJERCICIOS PROPUESTOS

01. ¿Qué analogía es incorrecta?

a) $NH_4I + Cl_2 \Rightarrow NH_4Cl + I_2$: desplazamiento
b) $CrCl_3 + AgNO_3 \Rightarrow Cr(NO_3)_3 + AgCl$: metátesis
c) $AgNO_3 \Rightarrow Ag + NO_2 + O_2$: desproporción
d) $Al + C \Rightarrow Al_4C_3$: combinación
e) $MgBr_2 + AgNO_3 \Rightarrow Mg(NO_3)_2 + AgBr$: doble desplazamiento

02. Identifique un reacción de doble desplazamiento:

a) $Mg_{(s)} + O_{2\,(g)} \Rightarrow MgO_{(s)}$
b) $Mg_{(s)} + N_{2\,(g)} \Rightarrow Mg_3N_{2\,(s)}$
c) $MnO_{2\,(s)} + Al \Rightarrow Al_2O_{3\,(s)} + Mn_{(s)}$
d) $C_6H_6O_{6\,(s)} + O_{2(g)} \Rightarrow CO_{2(s)} + H_2O_{(liq)}$
e) $BaCl_{2\,(ac)} + (NH_4)_2CO_{3\,(ac)} \Rightarrow BaCO_{3\,(s)} + NH_4Cl_{(ac)}$

03. ¿Qué analogía es incorrecta?

a) $KOH_{(ac)} + CO_{2\,(g)} \Rightarrow K_2CO_{3\,(ac)} + H_2O_{(liq)}$: reacción de metátesis
b) $Cl_{2\,(g)} + KI_{(ac)} \Rightarrow KCl_{(ac)} + I_{2\,(ac)}$: reacción de desplazamiento
c) $Al(OH)_{3\,(s)} + HCl_{(ac)} \Rightarrow AlCl_{3\,(ac)} + H_2O_{(liq)}$: reacción de neutralización
d) $KHCO_{3\,(s)} \Rightarrow K_2CO_{3\,(s)} + CO_{2\,(g)} + H_2O_{\,(liq)}$: reacción de desproporción
e) $Cd_{(s)} + H_2SO_{4\,(ac)} \Rightarrow CdSO_{4\,(ac)} + H_{2\,(g)}$: reacción de simple desplazamiento

04. ¿Cuál de las siguientes reacciones se puede clasificar como una reacción de descomposición y a la vez como una desproporción?

a) $HgO_{(s)} \Rightarrow Hg_{(liq)} + O_{2\,(g)}$
b) $KClO_{3\,(s)} \Rightarrow KCl_{\,(s)} + O_{2\,(g)}$
c) $CaSO_4 . 2\,H_2O_{(s)} \Rightarrow CaSO_{4\,(s)} + H_2O_{(liq)}$
d) $CuI_{(ac)} \Rightarrow Cu_{\,(s)} + CuI_{2\,(ac)}$
e) $NaHCO_{3\,(s)} \Rightarrow Na_2CO_{3\,(s)} + CO_{2\,(g)} + H_2O_{\,(liq)}$

05. Luego de balancear la ecuación.

$$HNO_3 + H_2S \rightarrow S + NO + H_2O$$

¿Qué coeficiente afecta al agua?

a) 1 b) 2 c) 3 d) 4 e) 5

06. En la siguiente reacción química:

$$NH_3 + O_2 \rightarrow NO + H_2O$$

Indicar la suma de los coeficientes del producto:

a) 9 b) 8 c) 10 c) 11 e) 19

07. La combustión del gas metano (CH_4) produce dióxido de carbono y agua. Indicar cuál de las reacciones describe el proceso correctamente:

a) $CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$
b) $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$
c) $CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
d) $1/2CH_4 + 2O_2 \rightarrow 1/2CO_2 + 2H_2O$
e) $CH_4 + 1/2O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

08. La energía de activación de una reacción química es:

a) El calor absorbido en una reacción.
b) La energía que tienen los reactantes y los productos.
c) La energía liberada en una reacción.
d) La energía necesaria para que ocurra una reacción.
e) La energía de los productos menos la energía de los reactantes.

09. El coeficiente del dióxido de carbono en la combustión completa de un hidrocarburo de tipo $C_x H_{2x}$ es:

a) (2x+1)/2 b) 2x c) x d) (3x-1)/2 e) 3x/2

10. La descomposición de un compuesto químico en sus elementos, por acción del calor se denomina:

a) Ionización. b) Sublimación. c) Electrólisis.
d) Pirólisis. e) Autólisis.

11. La reacción de un hidróxido con un ácido de la que resulta una sal y agua es una:

a) Electrólisis. b) Combustible. c) Reducción. d) Neutralización. e) Oxidación.

12. La reacción por la que el H_2 se combina con el O_2, para formar el agua es ejemplo de:

a) Neutralización. b) Hidrólisis. c) Oxidación.
d) Reducción e) Combinación.

13. Si a una solución de $CuSO_4$ en agua, se agrega limaduras de Zn por unos días. ¿Qué clase de reacción se produciría?

a) Exotérmica. b) Síntesis. c) Descomposición.
d) Sustitución. e) Composición.

14. Una reacción química se caracteriza esencialmente por:

a) El cambio en la composición y cambio de energía.
b) El cambio de estado físico.
c) La aparición de gases.
d) La aparición de nuevos elementos.
e) La formación de un precipitado.

15. La reacción: Na + H_2O, da los siguientes productos:

a) $Na_2O + H_2$ b) NaH + OH c) NaOH + H_2 d) NaO + H_2 e) NaH + O_2

16. De las siguientes ecuaciones, escoja aquella que expresa la combustión del butano:

a) $CH_3CH_2CH_3 + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O$

b) $CH_3CH_2CH_2CH_3 \rightarrow 4C + 5H_2$

c) $2CH_3CH_2CH_2CH_3 + 13 \rightarrow CO_2 \rightarrow 8CO_2 + 10H_2O$

d) $H-\overset{\overset{CH_3}{|}}{\underset{\underset{CH_3}{|}}{C}}-CH_3 \rightleftarrows CH_3CH_2CH_2CH_3$

e) $CH_3CH_2CH_3 + 2H_2 \rightarrow 3CH_4$

17. Una reacción endotérmica es aquella en que:

a) Hay que darle calor para que pueda realizarse.
b) Emite calor a medida que se va realizando.
c) Los reaccionantes no son consumidos totalmente sino que se llega a un equilibrio entre reaccionantes y productos.
d) Necesariamente se realiza en dos etapas.
e) Dos o más elementos se combinan para dar un producto.

18. Indicar cuál de las siguientes transformaciones químicas corresponde a una de tipo doble descomposición.

a) $2CO_2 \rightarrow 2CO + O_2$
b) $H_2 + I_2 \rightarrow 2HI$
c) $2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$
d) $AgNO_{3(ac)} + NaCl_{(ac)} \rightarrow AgCl_{(s)} + NaNO_{3(ac)}$
e) $Na + H_2O \rightarrow NaOH + H_2O$

19. La siguiente ecuación química: $Na_2CO_3 + CuSO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + CuCO_3$ corresponde a una reacción de:

a) Combinación.
b) Adición.
c) Descomposición.
d) Desplazamiento.
e) Doble descomposición.

20. ¿Qué reacción no se clasifica como metátesis?

a) $FeCl_{2\,(ac)} + Na_3PO_{4\,(ac)} \Rightarrow Fe_3(PO_4)_{2\,(s)} + NaCl_{(ac)}$
b) $AgNO_{3\,(ac)} + CuCl_{2\,(ac)} \Rightarrow AgCl_{(s)} + Cu(NO_3)_{2\,(ac)}$
c) $H_3PO_{4\,(ac)} + NaOH_{(ac)} \Rightarrow Na_3PO_{4\,(ac)} + H_2O_{(liq)}$
d) $Fe(OH)_{3\,(s)} + H_2SO_{4\,(ac)} \Rightarrow Fe_2(SO_4)_{3\,(ac)} + H_2O_{(liq)}$
e) $CuS_{(s)} + HNO_{3\,(ac)} \Rightarrow Cu(NO_3)_{2\,(ac)} + NO_{(g)} + S_{(s)} + H_2O_{(liq)}$

21. ¿Qué reacción se clasifica como doble descomposición?

a) $Na_2O_{(s)} + P_4O_{10\,(s)} \Rightarrow Na_3PO_{4\,(s)}$
b) $CaCO_{3\,(s)} + H_3PO_{4\,(ac)} \Rightarrow Ca_3(PO_4)_{2\,(s)} + CO_{2\,(g)} + H_2O_{(liq)}$
c) $CH_3CH_2OH_{(liq)} + O_{2\,(liq)} \Rightarrow CO_{2\,(g)} + H_2O_{(liq)}$
d) $NaHCO_{3\,(s)} \Rightarrow Na_2CO_{3\,(s)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(liq)}$
e) $CH_3OH_{(liq)} + O_{2\,(liq)} \Rightarrow CO_{2\,(g)} + H_2O_{(liq)}$

22. La siguiente ecuación química:

$$Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$$

representa a una reacción del tipo denominado:

a) Adición.
b) Descomposición.
c) Desplazamiento.
d) Doble descomposición.
e) Doble desplazamiento.

23. ¿Qué reacción se puede clasificar como una reacción de precipitación?

a) $Mg + HCl \Rightarrow MgCl_2 + H_2$
b) $Pb(NO_3)_2 + HCl \Rightarrow PbCl_2 + HNO_3$
c) $Na + Cl_2 \Rightarrow NaCl$
d) $NaClO_3 \Rightarrow NaCl + O_2$
e) $C_3H_8 + O_2 \Rightarrow CO_2 + H_2O$

24. ¿ Qué proposición es falsa respecto a los catalizadores?

a) Los catalizadores no inician reacciones, sólo varían la velocidad de reacción.
b) Los catalizadores se utilizan en pequeñas cantidades.
c) Los catalizadores varían la energía de activación de la reacción.
d) Los catalizadores sólo aumentan la velocidad de reacción.
e) Los catalizadores ejercen su acción química sin violar las leyes de la estequiometría.

25. En la siguiente ecuación química:

$$P_{(s)} + Cl_{2(g)} \rightarrow PCl_{3(l)}$$

Determine la suma de coeficientes:

a) 5
b) 7
c) 3
d) 6
e) 9

26. Al combinarse cloruro de bario y ácido sulfúrico ocurre una reacción de tipo:

a) De sustitución.
b) De combinación.
c) De combustión.
d) De doble desplazamiento.
e) De descomposición.

27. El número de moléculas de oxígeno necesarias para la combustión completa del heptano es:

a) 7 b) 16 c) 11 d) 3,5 e) 8

28. Cuando el sulfuro de zinc se quema en el aire se obtiene:

a) Zn y S b) ZnO c) $ZnSO_4$ d) ZnO y SO_2 e) Zn metálico

29. En la reacción de carbonato de calcio con ácido sulfúrico, se producen tres compuestos: uno sólido, otro líquido y otro gaseoso. Respectivamente ellos son:

a) Ca, H_2S y N_2
b) NaOH, HCl y He
c) $Na_2SO_4H_2O$ y O_2
d) $Ca(OH)_2$, H_2O é H_2
e) $CaSO_4$, H_2O y CO_2

30. El amoníaco se produce industrialmente por medio de la reacción:

a) $NaNO_2 + H_2O$
b) Nitrógeno + Hidrógeno
c) $Na_2NO_3 + H_2O$
d) $Na_2NO_2 + H_2O$
e) $NaNO_2 + H_2$

31. ¿Cuál es la ecuación química correcta para la obtención del bicarbonato de sodio?

a) $CO_2 + NaCO_3 + H_2O \rightarrow 2NaHCO_3$
b) $CO_2 + NaCO_3 + H_2O \rightarrow NaHCO_3$
c) $CO_2 + Na_2CO_3 + H_2O \rightarrow 2NaHCO_3$
d) $CO_2 + Na_2CO_2 + H_2O \rightarrow 2NaHCO_3$
e) $CO_2 + Na_2CO_2 + H_2O \rightarrow NaHCO_3$

32. A un estudiante se le encarga verificar experimentalmente si la sustancia X y otra Y, ambas en solución acuosa, reaccionan o no químicamente. ¿Cuál (cuáles) de las siguientes manifestaciones producidas al poner en contacto las dos soluciones, es(son) prueba inequívoca de que ha ocurrido una reacción química?

I. La densidad resultante es mayor que 1.
II. El color resultante es diferente al de la solución X.
III. Se forma un precipitado.
IV. Se desprende un gas.

a) III solamente. b) I y II. c) III y IV. d) II, III y IV. e) Todas.

33. ¿Cuál de los siguientes fenómenos no corresponde a una transformación química?
I. Corrosión de un clavo.
II. Digestión de los alimentos.
III. Evaporación del agua.
IV. Fermentación de la chicha.
V. Combustión de la madera.

a) Sólo III. b) I y III. c) I, II, III. d) Sólo IV. e) III y IV.

34. Respecto a la siguiente reacción balanceada:

$$\boldsymbol{X}\ Ag + 4\ HNO_3 \Rightarrow \boldsymbol{Y}\ AgNO_3 + \boldsymbol{Z}\ NO + 2\ H_2O$$

¿Qué relación es correcta respecto a los coeficientes que balancean la ecuación:

a) X+Y < Z b) X + Y > 4 + Z c) X< Z d) X - Y = 1 e) X >Y

35. Balancear la siguiente ecuación y hallar la relación molar: $\frac{\text{oxidante}}{\text{reductor}} = \text{——}$:

$$Cu^{+2} + S_2O_3^{-2} + H_2O \Rightarrow Cu_2S + S + H^+ + SO_4^{-2}$$

a) 1 b) 2 c) 1/2 d) 3 e) 1/3

36. Indique la reacción de Adición:

a) $H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$
b) $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2 \uparrow$
c) $Zn + HC\ell \rightarrow ZnC\ell_2 + H_2 \uparrow$
d) $AgNO_3 + HC\ell_2 \rightarrow AgC\ell + HNO_3$
e) $C_3H_8 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

37. Indique la reacción de descomposición:

a) $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$
b) $NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl$
c) $ZnCO_3 \rightarrow ZnO + CO_2$
d) $Na + HCl \rightarrow NaCl + H_2$
e) $CO + O_2 \rightarrow CO_2$

38. Indique la reacción de doble desplazamiento:

a) $Ca + O_2 \rightarrow CaO$
b) $Na + H_2O \rightarrow NaOH + H_2 \uparrow$
c) $NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$
d) $KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$
e) $C_4H_{10} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

39. Balancear la siguiente ecuación e indicar la suma de coeficientes.

$$C_2H_6 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

a) 12 b) 16 c) 14 d) 19 e) 10

40. Balancear la siguiente ecuación e indicar la suma de coeficientes:

$$Fe + HCl \rightarrow FeCl_3 + H_2$$

a) 12 b) 16 c) 14 d) 13 e) 15

41. Balancear la siguiente ecuación e indicar la suma de coeficientes de los productos:

$$PbO_2 + HCl \rightarrow PbCl_2 + Cl_2 + H_2O$$

a) 9 b) 6 c) 4 d) 3 e) 5

42. Balancear la siguiente ecuación e indicar la suma de coeficientes enteros:

$$C_8H_{18} + O_2 \rightarrow CO + H_2O$$

a) 58 b) 60 c) 61 d) 65 e) 53

43. La siguiente:

$$NH_4OH + HNO_3 \rightarrow NH_4NO_3 + H_2O$$

Es una reacción de:

a) Adición. b) Sustitución simple. c) Combustión completa.
d) Descomposición. e) Doble descomposición.

44. En la combustión completa del gas Propano por acción del Oxígeno, además de calor y agua se produce:

a) Monóxido de Carbono.
b) Hollín.
c) Dióxido de Azufre.
d) Dióxido de Carbono.
e) Alcohol Etílico.

45. ¿Cuántos de los siguientes compuestos forman sales al reaccionar con los hidróxidos?

I. Na_2O II. $HC\ell$ III. CaO

IV. H_2SO_4 V. H_3PO_4

VI. NH_4OH

a) 1 b) 2 c) 3 d) 4 e) 5

46. La siguiente reacción:

$$NH_4NO_2 + \text{calor} \rightarrow N_2 + 2H_2O$$

Es una reacción de:

a) Exotérmica.
b) De desplazamiento.
c) De sustitución doble.
d) De doble descomposición.
e) Endotérmica.

47. Señale la reacción de metátesis:

a) $CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$ b) $A\ell_2O_3 + H_2 \rightarrow A\ell + H_2O$

c) $Ca + O_2 \rightarrow CaO$ d) $KC\ell O_4 \rightarrow KC\ell + O_2$

e) $KOH + (NH_4)_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + NH_4OH$

48. Qué alternativa muestra a los productos de la siguiente ecuación:

$$HI + Ca(OH)_2 \rightarrow \text{.....}$$

a) $I_2 + CaO + H_2O$ b) $CaO + CaI_2 + H_2O$ c) $CaI_2 + H_2O$

d) $H_2 + I_2 + H_2O + Ca$ e) $O_2 + H_2O + CaO$

49. Balancear la siguiente ecuación e indicar el coeficientes del dióxido de Azufre :

$$FeS_2 + O_2 \rightarrow SO_2 + Fe_2O_3$$

a) 13 b) 15 c) 11 d) 8 e) 12

50. Después de balancear la siguiente reacción de combustión establecer cuál es el mayor coeficientes estequiométrico:

$$C_6H_6 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

a) 12 b) 13 c) 14 d) 15 e) 18

51. Hallar la sumatoria de coeficientes en la siguiente reacción química:

$$C_5H_{12} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

a) 11 b) 18 c) 19 d) 20 e) 9

52. Dadas las siguientes reacciones:

$a\,C_3H_8 + b\,O_2 \rightarrow c\,CO_2 + d\,H_2O$

$x\,CH_4 + y\,O_2 \rightarrow z\,CO_2 + w\,H_2O$

Hallar : $\dfrac{a+b}{x+y}$

a) 1 b) 2 c) 3 d) 4 e) 6

53. Dada la siguiente reacción de combustión completa, señalar lo incorrecto :

$$C_2H_5OH + \underset{(I)}{.....} \rightarrow \underset{(II)}{.....} + \underset{(III)}{.....}$$

a) El comburente es el Oxígeno molecular.
b) Una de las sustancias formadas es el H_2O
c) La suma de coeficientes de (II) y (III) es 5.
d) La suma de coeficientes es 9.
e) Uno de los productos es CO.

54. La reacción química de combustión completa que caracteriza al Acetileno es:

a) $2C_2H_2 + 3O_2 \rightarrow 4CO + 2H_2O$
b) $C_2H_2 + O_2 \rightarrow CO + CO_2$
c) $C_2H_2 + 2O_2 \rightarrow 2CO_2 + H_2$
d) $2C_2H_2 + SO_2 \rightarrow 4CO_2 + 2H_2O$
e) $2C_2H_2 + O_2 \rightarrow 4C + 2H_2O$

55. Balancear: $C_2H_6 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
y señalar el coeficiente del agua.

a) 6 b) 17 c) 5 d) 7 e) 8

56. Dada la siguiente reacción: $Mg + HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2$

Hallar la relación: $\dfrac{Coef.(Mg)}{Coef.(H_2)}$

a) 1/2 b) 1/3 c) 1/1 d) 1/5 e) 2/3

57. Completar si la reacción es de combustión incompleta: $C_6H_6 + O_2 \rightarrow ... + H_2O$

a) C b) H_2 c) CO d) CO_2 e) O_2

58. En la siguiente reacción por combustión:

$C_xH_{2x} + O_2 \rightarrow CO + H_2O$

Determinar la suma de coeficientes que balancean la ecuación.

a) 3x b) x + 1 c) 2x + 1 d)3x + 1 e) x + 3

59. El Metano (CH_4) y el propano (C_3H_8) reaccionan con el oxígeno del aire en forma independiente, señalar la suma de los coeficientes después de balancear las ecuaciones.

a) 18 b) 13 c) 6 d) 19 e) 20

60. Balancear por el método del tanteo e indicar el tipo de reacción:

a. $H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$

b. $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$

c. $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$

d. $CO + O_2 \rightarrow CO_2$

e. $Ag + HCl \rightarrow AgCl + H_2$

f. $Fe + O_2 \rightarrow Fe_2O_3$

g. $Zn + HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$

h. $CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

i. $C_2H_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

j. $C_6H_8 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

k. $C_6H_6 + O_2 \rightarrow CO + H_2O$

l. $Al + HCl \rightarrow AlCl_3 + H_2$

Claves

01.	c
02.	e
03.	d
04.	d
05.	d
06.	c
07.	b
08.	d
09.	e
10.	d
11.	d
12.	e
13.	d
14.	a
15.	c
16.	c
17.	a
18.	d
19.	e
20.	e
21.	b
22.	c
23.	b
24.	d
25.	b
26.	d
27.	c
28.	d
29.	e
30.	b

31.	c
32.	c
33.	a
34.	e
35.	a
36.	a
37.	c
38.	c
39.	d
40.	d
41.	c
42.	e
43.	e
44.	d
45.	c
46.	e
47.	e
48.	c
49.	d
50.	d
51.	d
52.	b
53.	e
54.	c
55.	a
56.	c
57.	c
58.	d
59.	d
60.	*

* Resolver

Capítulo

18 REACCIONES QUÍMICAS II

En el año 2000 se celebra el bicentenario de la primera pila eléctrica: la pila de Volta. El 20 de Marzo del año 1800, Alessandro Volta comunica por carta al presidente de la Royal Society de Londres la primera noticia de su invento: la «pila a colonna» (conocida hoy en día como «pila de Volta»). Posteriormente, en el año 1801, Volta, a requerimiento de Napoleón, presenta en París su invento y lee su Disertación sobre la identidad del fluido eléctrico con el galvánico. Napoleón, en reconocimiento a sus aportaciones científicas, le otorgó el título de Conde, nombrándole además Senador del Reino.

Método de óxido - reducción (rédox)

Las reacciones rédox son aquellas en las que se produce transferencia de electrones de una especie a otra. Por ejemplo, si introducimos una lámina de cinc en una disolución de sulfato cúprico, espontáneamente se produce, al cabo de poco tiempo, un depósito de cobre metálico sobre la barra, mediante ganancia de electrones:

$$Cu^{2+}_{(ac)} + 2e^- \longrightarrow Cu_{(s)}$$

Los átomos de cinc transfieren los dos electrones pasando a iones cinc en disolución.

$$Zn_{(s)} - 2e^- \longrightarrow Zn^{2+}_{(ac)}$$

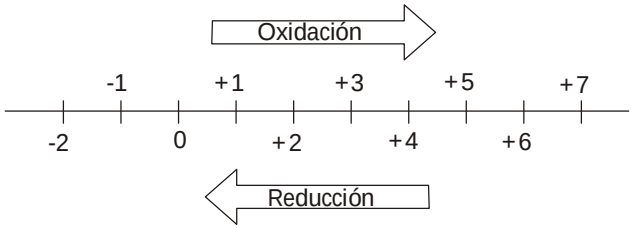
Como el proceso ocurre simultáneamente, se establece la siguiente reacción.

$$Zn_{(s)} + CuSO_{4(ac)} \rightleftharpoons ZnSO_{4(ac)} + Cu_{(s)}$$

Oxidación: Es un cambio químico en el cuál un átomo pierde electrones, aumentando así su grado de oxidación.

Reducción: Es un cambio químico en el cuál un átomo gana electrones, disminuyendo así el grado de oxidación.

Los procesos rédox se verifican por los cambios en los grados de oxidación.



Oxidante: Es la sustancia responsable de causar la oxidación de otras, en razón, a que se reduce.

El oxidante se encuentra en la semireacción de reducción.

Reductor: Es la sustancia responsable de causar la reducción de otras, en razón a que se oxida.

El reductor se encuentra en la semireacción de oxidación.

A continuación, se proponen ejemplos de semireacciones de óxido - reducción.

$$\overset{2+}{Fe}SO_4 - 2(1e^-) \longrightarrow \overset{3+}{Fe}_2(SO_4)_3 \quad \text{Oxidación}$$

$$2H\overset{1-}{Cl} - 2(1e^-) \longrightarrow \overset{0}{Cl}_2 \quad \text{Oxidación}$$

$\overset{0}{S_8} + 8(2e^-) \longrightarrow 8\overset{2-}{S}$ Reducción

$K\overset{7+}{Mn}O_4 + 5e^- \longrightarrow \overset{2+}{Mn}Cl_2$ Reducción

El proceso de balance se lleva a cabo según las siguientes reglas:

* Separar en semireacciones diferentes la oxidación y reducción. Sólo el elemento que cambia su grado de oxidación debe estar balanceado por simple inspección.
* Determinar el número total de electrones transferidos en cada semireacción.
* Igualar electrones ganados y perdidos y sume miembro a miembro ambas semireacciones.
* En primera instancia, sólo los coeficientes obtenidos en el producto se transfieren a la ecuación original ajustando el resto por simple inspección. Si el tanteo resulta tedioso, repetir el proceso transfiriendo los coeficientes del reactionante.

PROBLEMA RESUELTO

Balancear la siguiente reacción y determinar la relación molar: $\frac{\text{Oxidante}}{\text{Reductor}}$

$$Ag_{(s)} + HNO_{3(ac)} \longrightarrow AgNO_{3(ac)} + NO_{(g)} + H_2O$$

Solución:

Determinar qué átomos han verificado cambios en sus grados de oxidación, indicativo de la ocurrencia de procesos rédox.

$$\overset{0}{Ag} + H\overset{5+}{N}O_3 \longrightarrow \overset{1+}{Ag}NO_3 + \overset{2+}{N}O + H_2O$$

Oxidación

Reducción

Separar en semireacciones diferentes la oxidación y reducción:

$\overset{0}{Ag} - 1e^- \longrightarrow \overset{1+}{Ag}NO_3$ Oxidación

$H\overset{5+}{N}O_3 + 3e^- \longrightarrow \overset{2+}{N}O$ Reducción

Igualar electrones ganados y perdidos y sumar ambas semireacciones.

$$3\,(Ag - 1e^- \longrightarrow AgNO_3)$$

$$HNO_3 + 3e^- \longrightarrow NO$$

$$3\,Ag + 1\,HNO_3 \longrightarrow 3\,AgNO_3 + 1\,NO$$

Sólo se transfieren los coeficientes del producto, terminando el balance por tanteo.

$$3Ag_{(s)} + 4HNO_{3(ac)} \longrightarrow 3AgNO_{3(ac)} + 1NO_{(g)} + 2H_2O$$

$$3 \text{ mol Ag} + 4 \text{ mol } HNO_3 \longrightarrow 3 \text{ mol } AgNO_3 + 1 \text{ mol NO} + 2 \text{ mol } H_2O$$

Elemento oxidado : plata $\rightarrow$ oxidante: HNO_3

Elemento reducido : nitrógeno $\rightarrow$ reductor : Ag

Respuesta: Relación molar : $\frac{\text{OXIDANTE}}{\text{REDUCTOR}} = \frac{4}{3}$

REACCIÓN DE DESPROPORCIÓN: Denominadas también reacciones de dismutación o auto óxido-reducción. Son aquellas reacciones en las que la misma sustancia se oxida y se reduce simultáneamente.

A continuación, se proponen ejemplos de reacciones de desproporción.

$$HNO_{2(ac)} \xrightarrow{\text{Luz}} HNO_{3(ac)} + NO_{(g)} + H_2O$$

$$Cl_{2(g)} + KOH_{(ac)} \longrightarrow KClO_{3(ac)} + KCl_{(ac)} + H_2O$$

$$CuCl_{(ac)} \longrightarrow CuCl_{2(ac)} + Cu_{(s)}$$

COMENTARIOS

* En reacciones rédox entre metal y no metal, el primero siempre actúa como reductor y el segundo como oxidante.
* Cuando más fácilmente un átomo, ion o molécula ceda sus electrones, tanto mayor es su capacidad reductora, es decir, es un reductor más fuerte.
* Cuando más fácilmente un átomo, ion o molécula gana electrones, tanto mayor es su capacidad como oxidante.
* Las reacciones rédox no sólo contienen al oxidante y al reductor. Además contienen las sustancias que se forman a partir de ellos. La sustancia formada por la oxidación del reductor se denomina forma oxidada (del reductor), la sustancia que se produce por la reducción del oxidante se denomina forma reducida (del oxidante).

Los principios de óxido-reducción son la base de estos métodos sencillos y sistemáticos, de balance de ecuaciones. Cuando el estudiante haya adquirido experiencia, será capaz de predecir alguno o todos los productos si recuerda hechos como los siguientes:

* La reducción de halógenos, X_2, conduce a la formación del ión halogenuro, X^-.
* Si oxida un metal que presenta un solo grado de oxidación positivo, el producto es obvio, el ión positivo.
* Las reducciones de HNO_3 concentrado llevan a NO_2 y las reducciones de HNO_3 diluido conducen a NO; en algunos casos a N_2, NH_4^+, etc. según el agente reductor usado.
* El MnO_4^-, se reduce a Mn^{2+} en soluciones ácidas; en soluciones neutras o alcalinas se reduce a MnO_2, $MnO(OH)_2$.
* La reducción de un peróxido conduce a H_2O u OH^-; la oxidación conduce a O_2.
* El $Cr_2O_7^{2-}$ reduce a Cr^{3+} en medio ácido.

PROBLEMAS PROPUESTOS

01. Indicar en cada caso, si es oxidación o reducción y colocar el número de electrones ganados o perdidos.
* $Fe^{+2} \ldots\ldots \rightarrow Fe^{+3}$ .....
* $Cu^{0} \ldots\ldots \rightarrow Cu^{+1}$ .....
* $Ag^{+1} \ldots\ldots \rightarrow Ag^{0}$ .....
* $Cl^{+5} \ldots\ldots \rightarrow Cl^{+3}$ .....
* $Cl_2 \ldots\ldots \rightarrow Cl^{-1}$ .....
* $Fe^{+2} \ldots\ldots \rightarrow Fe^{0}$ .....
* $N^{+4} \ldots\ldots \rightarrow N^{+2}$ .....
* $S^{+2} \ldots\ldots \rightarrow S^{+6}$ .....

02. En la reacción: $CO + O_2 \rightarrow CO_2$
el número de oxidación del carbono cambia de:

a) +2 a +1 b) +4 a +1 c) +2 a +4
d) +4 a +2 e) N.A.

03. En la reacción:
$$HNO_3 + Ag \rightarrow AgNO_3 + NO$$
el número de oxidación del nitrógeno cambia de:

a) +2 a +1 b) +2 a +5 c) +4 a + 1
d) +5 a +4 e) +5 a +2

04. Señale el agente oxidante en la reacción:
$$P + H_2SO_4 \rightarrow H_3PO_4 + SO_2 + H_2O$$

a) P b) H_2SO_4 c) H_3PO_4
d) SO_2 e) H_2O

05. Señale la forma oxidada en la reacción:
$$HNO_3 + H_2S \rightarrow NO + S + H_2O$$

a) HNO_3 b) H_2S c) NO
d) S e) H_2O

06. En la reacción: $Fe + CuCl_2 \rightarrow FeCl_2 + Cu$
¿Cuál es la sustancia que ha sido oxidada?

a) Fe b) $CuCl_2$ c) $FeCl_2$
d) Cu e) N.A.

07. En la siguiente ecuación:
$$NaI + NaIO_3 + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + Na_2SO_4 + H_2O$$

a) El sodio se reduce.
b) El azufre se oxida.
c) El yodo se oxida.
d) El yodo se reduce.
e) c y d.

08. Completar la siguiente semireacción indicando el número de electrones que se transfieren.
$P_4 \rightarrow P^{-3}$

a) $12e^-$ b) 3 c) 6
d) 8 e) 4

09. ¿Cuál es el agente oxidante en la siguiente reacción?
$$Al + CuSO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + Cu$$

a) Al b) $CuSO_4$ c) $Al_2(SO_4)_3$
d) Cu e) Al y Cu

* Balancear las siguientes ecuaciones por el método ***redox*** e indicar el agente oxidante y agente reductor:

10. $SO_2 + HNO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + NO$

11. $Cu + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + SO_2 + H_2O$

12. $Mg + H_2SO_4 \rightarrow MgSO_4 + H_2S + H_2O$

13. $Cl_2 + Br_2 + KOH \rightarrow KCl + HBrO_3 + H_2O$

14. $K + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + S + H_2O$

15. $S + KOH \rightarrow K_2S + K_2SO_3 + H_2O$

16. $KMnO_4 + NO + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + NO_2 + K_2SO_4 + H_2O$

17. $KNO_2 + KClO_3 \rightarrow KCl + KNO_3$

18. $NaI + NaIO_3 + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + Na_2SO_4 + H_2O$

19. $HCl + KMnO_4 \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + KCl + H_2O$

20. $NaI + KMnO_4 + KOH \rightarrow I_2 + K_2MnO_4 + NaOH$

21. $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$

22. Indicar el número de oxidación del yodo en el peryodato plúmbico.

a) +1 b) +3 c) +5
d) +7 e) +4

23. El número de oxidación del nitrógeno, del cloro y cromo en los componentes es :
Ca_3N_2 $H_4Cl_2O_9$ $Ag_2Cr_2O_7$

a) 1-, 5+, 6+ b) 3-, 7+, 3+ c) 3+, 3+, 5+
d) 2+, 5+, 6+ e) 3-, 7+, 6+

24. Calcule el estado de oxidación del fósforo en el $Ca_3(PO_4)_2$

a) +2 b) +3 c) +4
d) +5 e) +6

25. Indicar el número de oxidación en :

I. $N^{5+} \rightarrow N^{2+}$ .....

II. $x^{1-} \rightarrow x^{3-}$ .....

III. $C\ell_2 \rightarrow 2C\ell^{1-}$ .....

IV. $Mn^{7+} \rightarrow Mn$ .....

26. ¿Cuál de las siguientes semireacciones necesitó de un agente oxidante?

a) $Fe^{+3} \rightarrow Fe^{+2}$ b) $H_2O_2 \rightarrow O_2$

c) $Na^{+1} \rightarrow Na_{(s)}$ d) $Ca^{+2} \rightarrow Ca_{(s)}$

e) $N_2 \rightarrow NH_4^{+1}$

27. En la reacción rédox cuál es el coeficiente del agente reductor:

$$Fe + O_2 \rightarrow FeO$$

a) 1 b) 3 c) 2
d) 14 e) 16

28. ¿Cuál es el agente oxidante en la reacción rédox?

$$Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$$

a) Cu b) HNO_3 c) $Cu(NO_3)_2$

d) NO_2 e) H_2O

29. En la síntesis de Haber-Bosch:

$$N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$$

¿Qué proposición es correcta?

a) El nitrógeno se oxida.
b) El hidrógeno se reduce.
c) El hidrógeno es dismutante.
d) El nitrógeno se reduce.
e) No hay transferencia de electrones.

30. En la siguiente reacción, ¿cuántos electrones pierde el elemento SB, si :

$$Sb + HNO_3 \rightarrow Sb_2O_5 + NO + H_2O$$

a) 3e- b) 4 e- c) 5 e-
d) 6 e- e) 10 e-

31. Luego de balancear indique el coeficiente del oxidante:

$$HNO_3 + H_2S \rightarrow NO + S + H_2O$$

a) 1 b) 2 c) 3
d) 6 e) 7

32. Balancear la siguiente ecuación rédox e indicar el número de electrones transferidos:

$$Sn + HNO_3 \rightarrow SnO_2 + NO_2 + H_2O$$

a) 1 b) 2 c) 3
d) 4 e) 5

33. ¿Qué sucede con el manganeso en la siguiente semireacción?

$$MnO_4^- \rightarrow Mn^{+2}$$

a) Se oxida.
b) Se reduce.
c) Se oxida y se reduce a la vez.
d) Pierde electrones.
e) No le sucede nada.

34. Determinar lo correcto en la siguiente reacción, oxidación, reducción:

$$MnO_2 + HC\ell \rightarrow MnC\ell_2 + C\ell_2 + H_2O$$

a) El oxígeno se oxida.
b) El manganeso se reduce.
c) El hidrógeno se oxida.
d) El oxígeno se reduce.
e) El agua se dismuta.

35. En la siguiente reacción química, ¿qué sustancia actúa como agente reductor?

$$CuO_{(s)} + NH_{3(g)} \rightarrow N_{2(g)} + Cu_{(s)} + H_2O_{(g)}$$

a) N_2 b) H_2O c) NH_3
d) CuO e) Cu

36. ¿Cuál de las reacciones no es rédox?

a) $H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$

b) $H_2 + N_2 \rightarrow HN_3$

c) $Fe + O_2 \rightarrow FeO$

d) $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$

e) $Hg + O_2 \rightarrow HgO$

37. Al balancear, indique : $\dfrac{\text{Coef. Reduct.}}{\text{Coef. Oxidante}}$

$$KMnO_4 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + MnSO_4 + Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$$

a) 2/3 b) 1/5 c) 3/2
d) 5/1 e) 1/3

38. Indicar las oxidaciones y reducciones y en cada caso:

I. $Cu + NO_3^{-1} \rightarrow Cu^{+2} + NO$

II. $MnO_4^{-1} + C\ell O_2^{-1} \rightarrow C\ell O_4^{-1} + MNO_2$

III. $Fe^{+2} + Cr_2O_7^{-2} \rightarrow Fe^{+3} + Cr^{+3}$

IV. $MnO_4^{-1} + H_2O_2 \rightarrow Mn^{+2} + O_2$

39. Indicar las oxidaciones y reducciones y en cada caso:

I. $C\ell_2 + I_2 \rightarrow C\ell^{-1} + IO_4^{-1}$

II. $NO_2 \rightarrow No + NO_3^{-1}$

III. $Sn^{+2} + IO_3^{-1} \rightarrow Sn^{+4} + I^{-1}$

40. Indicar el cambio de oxidación del Sn:

$$\left[Sn(OH)_4\right]^{2-} + \left[ClO_3\right]^{-1} \rightarrow \left[Sn(OH)_6\right]^{2-} + Cl^-$$

Rpta: _____

41. Balancear la siguiente ecuación y hallar la relación molar: $\frac{\text{oxidante}}{\text{reductor}} = $ ___

$$K_2Cr_2O_7 + HCl \rightarrow CrCl_3 + KCl + Cl_2 + H_2O$$

a) 1/7 b) 7/1 c) 1/14
d) 14/1 e) 1/2

42. Balancear la siguiente ecuación y hallar la relación molar: $\frac{\text{oxidante}}{\text{reductor}} = $ ___

$$Zn + NaNO_3 + NaOH \rightarrow Na_2ZnO_2 + NH_3 + H_2O$$

a) 1/4 b) 4/1 c) 4/7
d) 7/4 e) 1/7

43. Respecto a la siguiente reacción química:

$$2KMnO_4 + 5H_2O_2 + 3H_2SO_4 \rightarrow 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 8H_2O + 5O_2$$

a) $MnSO_4$ es el agente oxidante.
b) $KMnO_4$ es el agente reductor.
c) H_2SO_4 es el agente reductor.
d) H_2O_2 es el agente reductor.
e) O_2 es el agente reductor.

44. En la siguiente ecuación de óxido-reducción:

$$2HgCl_2 + SnCl_2 \rightarrow SnCl_4 + 2HgCl$$

a) El Hg se oxida y el Sn se reduce.
b) El Hg se oxida y el Cl y Sn se reducen.
c) El Sn se reduce y el Cl y Sn se oxidan.
d) El Hg se reduce y el Cl y Sn se oxidan.
e) El Hg se reduce y el Sn se oxida.

45. Determine los coeficientes del oxidante y el reductor (en ese orden), de la siguiente reacción:

$$K_2Cr_2O_7 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$$

a) 6 y 1 b) 1 y 6 c) 3 y 6
d) 3 y 6 e) 1 y 3

46. Se tiene la siguiente reacción rédox:

$$Cu + 4HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$$

¿Qué especie química es el agente oxidante?

a) Cu b) NO_3^{-1} c) H^{+1}
d) NO_2 e) H_2O

47. Diga usted qué afirmación es correcta referente a la siguiente ecuación:

$$6Fe^{2+} + 3Cl_2 \rightleftarrows 6Cl^- + 6Fe^{3+}$$

a) El gas cloro pierde electrones.
b) El Fe^{2+} es el agente oxidante.
c) El gas cloro es el agente reductor.
d) El Fe^{2+} gana electrones.
e) El gas cloro es el agente oxidante.

48. Se tiene la siguiente ecuación:

$$4P_4 + 12OH^- + 12H_2O \rightarrow 12H_2PO_2^- + 4PH_3$$

Señale la alternativa correcta:

a) El P es sólo un agente reductor.
b) El OH^- es sólo un agente reductor.
c) El P es sólo un agente oxidante.
d) El OH^- es el agente oxidante.
e) El P se oxida y se reduce a la vez.

49. Para las siguientes semirreaciones de reducción en medio ácido, ¿qué número de electrones transferidos, no corresponde a la reacción?

Reacción de reducción	N° de electrones transferidos
a) $MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+}$,	5
b) $Cr_2O_7^{2-} \rightarrow Cr^{3+}$,	6

c) $IO_3^- \rightarrow I^-$, 4

d) $SbO^+ \rightarrow Sb$, 3

e) $NO_3^- \rightarrow NO$, 3

50. ¿Qué reacción es de descomposición, implicando además un proceso rédox?

a) $NaHCO_3 \Rightarrow Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O$
b) $Al_2(CO_3)_3 \Rightarrow Al_2O_3 + CO_2$
c) $Ba(ClO_3)_2 \Rightarrow BaCl_2 + O_2$
d) $Ca\,CO_3 \Rightarrow CaO + CO_2$
e) $(NH_4)_2CO_3 \Rightarrow NH_3 + CO_2 + H_2O$

51. Identifique un reacción rédox:

a) $ZnO_{(s)} + HCl_{(ac)} \Rightarrow ZnCl_{2\,(ac)} + H_2O_{(liq)}$
b) $CuO_{(s)} + HCl_{(ac)} \Rightarrow CuCl_{2(ac)} + H_2O_{(liq)}$
c) $N_2O_{3(g)} + H_2O_{(liq)} \Rightarrow HNO_{2\,(ac)}$
d) $Cl_{2\,(g)} + NaBr_{(ac)} \Rightarrow NaCl_{(ac)} + Br_{2\,(liq)}$
e) $NH_4Cl_{(s)} \Rightarrow NH_{3\,(g)} + HCl_{(g)}$

52. Balancear la siguiente ecuación y hallar la relación molar: $\frac{\text{oxidante}}{\text{reductor}} = \text{——}$

$$Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$$

a) 3/4 b) 4/3 c) 8/3
d) 3/2 e) 3/8

53. Equilibrar la ecuación de la oxidación del cobre con el HNO_3.

$\boldsymbol{a}CuS + \boldsymbol{b}HNO_3 \rightarrow \boldsymbol{c}Cu(NO_3)_2 + \boldsymbol{d}NO_2 + \boldsymbol{e}H_2O + \boldsymbol{f}S$

Indique el coeficiente incorrecto:

a) a=1 b) b=4 c) c=1
d) d=1 e) e=2

54. ¿Cuál de las reacciones, que se escriben a continuación, es una reacción de oxidación-reducción?

a) $NH_{3(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow NH^{+1}_{4(ac)} + OH^{-1}_{(ac)}$

b) $Ag^{+1}_{(ac)} + Cl^{-1}_{(ac)} \rightarrow AgCl_{(s)}$

c) $CH_3OH_{(l)} + Na_{(s)} \rightarrow CH_3O^{-1}_{(sol)} + Na^{+1}_{(sol)} + \frac{1}{2}H_{2(s)}$

d) $NaCl_{(s)} \rightarrow Na^{+1}_{(ac)} + Cl^{-1}_{(ac)}$

e) $HCl_{(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^{+1}_{(ac)} + Cl^{-1}_{(ac)}$

Donde: g=gas; l=líquido; ac=disuelto en agua; s=sólido; sol = en disolución.
Nota: Las reacciones A, B, D y E ocurren en medio acuoso y la reacción C en $CH_3OH_{(l)}$.

55. Respecto a la siguiente reacción balanceada:

$\boldsymbol{X}Ag + 4\,HNO_3 \Rightarrow \boldsymbol{Y}AgNO_3 + \boldsymbol{Z}NO + 2\,H_2O$

¿Qué relación es correcta respecto a los coeficientes que balancean la ecuación?

a) X+Y < Z b) X + Y > 4 + Z
c) X< Z d) X - Y = 1
e) X > Y

56. Respecto a la siguiente reacción balanceada (no está completa):

$\boldsymbol{X}CuS + \boldsymbol{Y}HNO_3 \Rightarrow \boldsymbol{Z}Cu(NO_3)_2 + 2NO + 3S + \boldsymbol{W}H_2O$

¿Qué relación es correcta?

a) X+Y = Z+W b) Y < Z
c) Z = W d) Y > Z + W
e) (X+Y) - (Z+W) = 5

57. Respecto a la ecuación incompleta y balanceada que se desarrolla en medio ácido (no está completa):

$\boldsymbol{X}Mn^{+2} + \boldsymbol{Y}NaBiO_3 + \boldsymbol{Z}H_3O^+ \Rightarrow 2MnO_4^- + \boldsymbol{W}Bi^{+3} + 5\,Na^+$

¿Qué relación es correcta?

a) X+2 < Z b) Z = W + Y + 2 c) Y = Z
d) Y > Z e) W = 6

58. Los iones crómicos reaccionan con los iones peroxodisulfato, $S_2O_8^{-2}$, en medio alcalino para producir iones dicromato e iones sulfato. ¿Qué proposición es correcta respecto a lo que ocurre?

a) Una molécula de reductor transfiere $2e^-$.
b) Balanceada la ecuación el coeficiente del agua es 8.
c) El coeficiente de la forma reducida es 1.
d) La relación molar: oxidante/reductor es 3/2.
e) La suma total de coeficientes, una vez balanceada la ecuación es 36.

59. Los iones permanganato reaccionan con los iones nítrito produciendo óxido de manganeso (IV), iones nitrato e iones oxidrilo. ¿Qué proposición es correcta?

a) La relación molar forma oxidada / forma reducida es 2/3.
b) El coeficiente de los iones oxidrilo es 3.
c) La suma total de coeficientes es 16.
d) El reductor transfiere 2 electrones por molécula.
e) El oxidante es el ión nitrito.

60. "El etileno, $CH_2=CH_2$, reacciona con el permanganato de potasio, ácido clorhídrico y agua para producir: etilénglicol, CH_2OHCH_2OH, dióxido de manganeso y cloruro de potasio". Balancear la siguiente ecuación y hallar la relación molar: $\frac{\text{oxidante}}{\text{reductor}} = \text{——}$:

a) 2/3 b) 3/2 c) 1/3
d) 3 e) 1

Claves

01.	*
02.	c
03.	e
04.	b
05.	d
06.	c
07.	e
08.	a
09.	b
10.	*
11.	*
12.	*
13.	*
14.	*
15.	*
16.	*
17.	*
18.	*
19.	*
20.	*
21.	*
22.	d
23.	b
24.	d
25.	*
26.	b
27.	c
28.	b
29.	d
30.	e

31.	b
32.	d
33.	b
34.	b
35.	c
36.	d
37.	d
38.	*
39.	*
40.	*
41.	c
42.	a
43.	d
44.	e
45.	b
46.	b
47.	e
48.	e
49.	c
50.	c
51.	d
52.	c
53.	d
54.	c
55.	e
56.	d
57.	a
58.	d
59.	d
60.	a

* Resolver

Capítulo

19

ESTEQUIOMETRÍA I

1743 Antoine Laurent De Lavoisier nace en París.
1768 Es nombrado miembro de la Academia de las Ciencias de París gracias a un ensayo sobre la mejora de las técnicas del alumbrado público. Ese mismo año entró a formar parte de la Ferme Genérale, un consorcio privado encargado de la recaudación de impuestos.
1773 Empleando la balanza, muestra de un modo indiscutible que toda combustión en el aire resulta de una combinación con una parte del aire. La teoría del flogisto recibe así un duro golpe.
1774 Comprueba experimentalmente la ***Ley de Conservación de la Masa.***
1777 Identifica el oxígeno y el hidrógeno en el aire. Contrae matrimonio con Marie Anne Pierrette Paulze.
1780 En colaboración con otros químicos franceses, Louis Bernard Guyton de Morveau (1736-1816), Claude Louis Berthollet (1748-1822) y Antoine François de Fourcroy (1755-1808), comienza la elaboración de un ***sistema lógico de nomenclatura química,*** basado en la idea de ***elemento químico***. Este trabajo le ocupará los siete años siguientes.
1781 Establece la composición del gas carbónico.
1787 En 1787 triunfa la Revolución Francesa. Por entonces, Lavoisier ocupaba otro cargo público en la Administración Real de Pólvoras, donde actúo como director científico, con derecho a vivir en el arsenal, donde instaló su laboratorio personal. Este laboratorio se encuentra actualmente en el Musée National des Techniques, en París. La demolición de La Bastilla contó con el asesoramiento de Lavoisier para evitar a los obreros la acción de los gases nocivos que se desprendían.
1790 Es nombrado miembro de la comisión para el establecimiento del nuevo sistema de pesos y medidas.
1791 Es nombrado secretario del tesoro francés.
1793 A pesar de su prestigio internacional, es detenido junto a otros miembros de la recaudación de impuestos bajo la acusación de atentar contra la salud pública.
1794 Lavoisier, como funcionario de la monarquía, fue condenado a muerte y ejecutado en la guillotina en París.

I. Leyes Ponderales

a. Ley de Conservación de la Materia (Lavoissier)
La materia no se crea ni se destruye, sólo se transforma.

b. Ley de Proporciones Definidas (Proust)
La masa o las moles en una ecuación química mantienen una relación constante.

c. Ley de Proporciones Múltiples (Dalton)
Para compuestos binarios se cumple que mientras la masa de uno de los elementos permanece constante, la masa del otro varía en proporción a números enteros.

* Ejemplo:

$Cl^{+1}\,O^{-2} \rightarrow Cl_2O$
$Cl^{+3}\,O^{-2} \rightarrow Cl_2O_3$
$Cl^{+5}\,O^{-2} \rightarrow Cl_2O_5$
$Cl^{+7}\,O^{-2} \rightarrow Cl_2O_7$

d. Wentzel - Richter «Proporciones Recíprocas»
En una ecuación química el número de equivalentes de todos los componentes son iguales.

$$A + B \rightarrow C + D$$

$$\#Eq\,A = \#Eq\,B = \#Eq\,C = \#Eq\,D$$

PROBLEMAS PROPUESTOS

01. Indique la cantidad de proposiciones verdaderas en:
( ) Dalton → proporciones múltiples.
( ) Richter → proporciones recíprocas.
( ) Proust → conservación de la materia.
( ) Lavoissier → proporciones definidas.

a) 0 b) 1 c) 2
d) 3 e) 4

02. ¿Cuántas moles de nitrógeno se necesitan para preparar 4 moles de amoniaco (NH_3)? P.A. (N = 14, O = 16)

$$N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$$

a) 1 b) 2 c) 3
d) 4 e) 5

03. ¿Cuántos gramos de óxido ferroso se forman a partir de 16g de oxígeno?
P.A. (Fe = 56, O = 16)

$$Fe + O_2 \rightarrow FeO$$

a) 72 g b) 144 g c) 28 g
d) 56 g e) 86 g

04. ¿Cuántas moles de HCl (ácido clorhídrico) se forman a partir de 12 moles de hidrógeno gaseoso?
P.A. (Cl = 35,5; H = 1)

$$H_2 + Cl_2 \rightarrow HCl$$

a) 6 b) 12 c) 24
d) 48 e) 32

05. ¿Cuántos gramos de hidrógeno se necesitan para formar 68 gramos de amoniaco? P.A. (N = 14, H = 1)

$$N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$$

a) 12 b) 6 c) 18
d) 24 e) 21

06. Determinar el número de moles de agua que se forman al quemarse 5 moles de metano (CH_4). P.A. (C = 12, H = 1, O = 16)

$$CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

a) 5 b) 10 c) 15
d) 20 e) 7,5

07. ¿Cuántas moles de agua se forman a partir de 40g de hidrógeno gaseoso?
P.A. (H = 1, O = 16)

$$H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)}$$

a) 10 b) 20 c) 30
d) 40 e) 15

08. De acuerdo a la ecuación:

$$C_{(s)} + H_2O_{(g)} \rightarrow CO_{(g)} + H_{2(g)}$$

Determinar cuántas moles de carbono se necesita para preparar 6 gramos de hidrógeno gaseoso. P.A. (C = 12, O = 16, H = 1)

a) 1 b) 2 c) 3
d) 4 e) 5

09. Cuántos gramos de hidrógeno se obtienen al reaccionar 100g de sodio, según: P.A. (Na = 23, O = 16, H = 1)

$$2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$$

a) 2,17 b) 4,35 c) 6,51
d) 8,69 e) 10,86

10. De acuerdo a: $2Al + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2$
¿Cuál es el peso de hidrógeno que se formará al reaccionar 108 gramos de aluminio, si la reacción tiene una eficiencia de 50%?
P.A. (Al = 27; Cl = 35,5; H = 1)

a) 12 g b) 3 g c) 4 g
d) 6 g e) 8 g

11. ¿Cuántas moles de HCl se necesitan para combinarse con 3 moles de átomos de aluminio?

$$Al + HCl \rightarrow AlCl_3 + H_2$$

a) 7 b) 6 c) 5
d) 9 e) 4

12. ¿Cuántas moles de $KClO_3$ se tienen que descomponer para obtener 9 moles de oxígeno?
Considere la reacción

$$KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$$

a) 10 moles b) 6 moles c) 5 moles
d) 4 moles e) 7 moles

13. ¿Cuántas moles de CO_2 se obtienen por la reacción de 2 moles de gas propano en:

$$C_3H_8 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O\,?$$

a) 2 b) 6 c) 12
d) 8 e) 10

14. ¿Cuántas moles de cloruro de amonio se obtienen a partir de una mol de HCl con suficiente amoniaco?
Considere la reacción :

$$HCl + NH_3 \rightarrow NH_4Cl$$

a) 2 b) 3 c) 4
d) 5 e) 1

15. Si reaccionaron 2g de hidrógeno con suficiente O_2 hallar la masa de agua obtenida.
Considere la reacción.

$$H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$$

a) 36 b) 9 c) 18
d) 54 e) 17

16. Hallar la masa de amoniaco obtenida si reacciona 14g de nitrógeno con suficiente H_2.
Considere la reacción:

$$N_2 + H_4 \rightarrow NH_3$$

a) 68 b) 34 c) 17
d) 9 e) 72,00

17. Determinar la masa de agua formada por la combustión completa de 56g de gas etileno.
Considere la reacción:

$$C_2H_2 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

a) 38,76 b) 40,20 c) 35,67
d) 52,42 e) 60,17

18. ¿Cuántos gramos de CH_4 se obtienen a partir de 36g de carburo de aluminio si la reacción es:

$$Al_4C_3 + H_2O \rightarrow A\ell(OH)_3 + CH_4\ ?$$

Masas atómicas:
Al=27, C=12, H=1

a) 18 b) 16 c) 20
d) 24 e) 12

19. ¿Cuántos litros de NH_3 se producen a partir de 60 litros de nitrógeno según: $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$?

a) 240 b) 360 c) 60
d) 120 e) 140

20. ¿Cuántos litros de SO_2 se obtendrán a partir de 12,1L de O_2 de acuerdo a la siguiente reacción:

$$FeS_2 + O_2 \rightarrow Fe_2O_3 + SO_2$$

a) 12,6 L b) 7,6 c) 9,8
d) 8,8 e) 8,6

21. Se tienen 4 moles de átomos de sodio ¿Qué cantidad de hidrógeno se obtiene cuando reacciona con agua:

$$Na + H_2O \rightarrow NaOH + H_2\ ?$$

a) 1 g b) 2 c) 4
d) 6 e) 7

22. ¿Cuántos gramos de oxígeno se obtendrá por la descomposición de media mol de clorato de potasio según: $KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$?

a) 14 g b) 24 c) 44
d) 34 e) 54

23. En el siguiente enunciado:
"Un compuesto químico independiente de su origen, tiene una composición constante definida e invariable", corresponde a:

a) La ley de Lavoisier.
b) La ley de Proust.
c) La ley de Dalton.
d) La ley de Gay Lussac.
e) La ley de Wenzel-Ritcher.

24. El siguiente enunciado:
"Si dos elementos forman diferentes compuestos y las masas de uno de ellos combinados con una cantidad fija del otro elemento están, entre sí , en una relación de número enteros simples, corresponde a:

a) La ley de Lavoisier.
b) La ley de Proust.
c) La ley de Dalton.
d) La ley de Gay Lussac.
e) La ley de Wenzel - Ritcher.

25. ¿Cuántos gramos de oxígeno gaseoso se produce en la descomposición de 200 gramos de clorato de potasio, $KClO_3$?
m.A.[K= 39, Cl=35,5].

$$KClO_{3\,(s)} \Rightarrow KCl_{(s)} + O_{2\,(g)}$$

a) 78,3 g b) 90.16 c) 68,6
d) 86,65 e) 45,29

26. Se quema 1,6 g de metano, CH_4, con exceso de oxígeno. Determine ¿cuántas moles dióxido de carbono se forman según la siguiente ecuación?

$$CH_4 + O_2 \Rightarrow CO_2 + H_2O$$

a) 0,01 mol b) 0,1 c) 1
d) 0,02 e) 0,2

27. Se quema 4,6 gramos de sodio metálico con exceso de oxígeno. ¿Cuántas unidades de fórmula de óxido de sodio, Na_2O, se formará en dicha reacción?
Dato: m.A. [Na = 23]

a) $3{,}0115.10^{23}$ b) $1{,}8069.10^{24}$
c) $6{,}023.10^{22}$ d) $6{,}023.10^{23}$
e) $6{,}023.10^{24}$

28. Se produce la combustión del $CH_{4(g)}$ según:
$\boldsymbol{CH_4 + 2O_2 \Rightarrow CO_2 + 2\,H_2O + 212\ kcal}$

¿Cuántos gramos de CH_4 se deben quemar para producir 800 kcal de energía?

a) 32 g b) 64 c) 60,38
d) 67,36 e) 72

29. ¿Cuántos gramos de azufre se obtendrán por oxidación completa de sulfuro de hidrógeno con 94,5 gramos de ácido nítrico según la ecuación química sin balancear:

$$HNO_3 + H_2S \rightarrow NO + H_2O + S\ ?$$

m.A.: N=14; S=32; O=16

a) 36 g b) 72 c) 48
d) 144 e) 28,8

30. ¿Cuántos gramos de hidrógeno se obtienen al reaccionar 100 g de sodio con agua?
Masa atómica: (Na=23; H=1; O=16).

a) 2,17 b) 4,35 c) 6,51
d) 8,69 e) 10,86

31. Por mol de agente oxidante, calcular la cantidad de agua si:

$$HNO_3 + H_2S \rightarrow NO + S + H_2O$$

a) 1 b) 2 c) 3
d) 4 e) 5

32. ¿Cuántos gramos de hidrógeno resultan al reaccionar 24,4 g de hidruro de calcio con 19,6 g de agua?
m.A. (Ca=40; H=1; O=16)

a) 1,16 b) 1,06 c) 1,09
d) 0,58 e) 2,18

33. Señale el enunciado correcto:

a) La ley de Lavoisier es la ley de los volúmenes gaseosos.
b) La ley de Lavoisier es la ley de los pesos que se distribuyen.
c) La ley de Lavoisier expresa que las combinaciones se verifican en proposiciones fijas e invariables.
d) La ley de Lavoisier o de Gay Lussac trata de los volúmenes.
e) La ley de Lavoisier o ley de la conservación de la materia.

34. Indicar la ley química que se verifica notablemente a partir de la formación de los siguientes compuestos:

$$Cl_2O;\ \ Cl_2O_3;\ \ Cl_2O_5;\ \ Cl_2O_7$$

a) Conservación de masa.
b) Proporciones definidas.
c) Proporciones recíprocas.
d) Proporciones múltiples.
e) Equivalente electroquímico.

35. ¿Cuántas moles de cloruro de potasio se formarán al descomponerse 24 moles de clorato de potasio, si el rendimiento de la reacción es del 75%?
P.A. (K = 39; O = 16; Cl = 35,5)

$$KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$$

a) 24 b) 32 c) 18
d) 9 e) 12

36. ¿Cuántos gramos de hierro se deben tratar con suficiente ácido clorhídrico para formar 4,5 moles de hidrógeno gaseoso?
P.A. (Fe = 56; O = 16; H = 1; Cl = 35,5)

$$Fe + HCl \rightarrow FeCl_3 + H_2$$

a) 168 b) 112 c) 56
d) 224 e) 212

37. ¿Cuántas moles de anhídrido (CO_2) se formarán a partir de 600g de un mineral que contiene 50% de $CaCO_3$, si la eficiencia de la reacción es del 80%?

$$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$$

a) 2,4 b) 1,2 c) 3
d) 3,6 e) 1,8

38. ¿Cuántos gramos de NaCl se producirá de la reacción de 100g de NaOH de 80% de pureza con suficiente HCl?
(Na = 23; Cl = 35,5; O = 16)

$$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$$

a) 117 b) 468 c) 58,5
d) 234 e) 334

39. Hallar el peso de ácido al 80% de pureza necesario para neutralizar 240g de soda caústica.
P.A. (Na = 23, H = 1, O = 16, S = 32)

$$NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$$

a) 367,5g b) 294 c) 235,2
d) 624 e) 224,7

40. ¿Cuántos kg de HNO_3 al 90% de pureza reaccionará con 595g de estaño, según:
(Sn = 119; O = 16; H = 1; N = 14)

$$Sn + HNO_3 \rightarrow SnO_2 + NO_2 + H_2O\ ?$$

a) 1,4 b) 2,3 c) 1,8
d) 2,6 e) 3

41. Determinar la cantidad de mineral que contiene 70% de MnO_2, para obtener 25 g de cloro, utilizando HCl concentrado, según:
(O = 16; H = 1; Cl = 35,5; Mn = 55)

$$MnO_2 + HCl \rightarrow Cl_2 + MnCl_2 + H_2O$$

a) 20,3g b) 53,8 c) 40,8
d) 43,8 e) 41,8

42. Si al reaccionar 7 g de hidrógeno gaseoso con suficiente oxígeno se obtuvo 50,4 g de agua. Determinar la eficiencia de la reacción.

a) 70% b) 80% c) 90%
d) 85% e) 75%

43. Se somete a fermentación 360 g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$), según la siguiente reacción:
$C_6H_{12}O_6 \rightarrow C_2H_5OH + CO_2$ y se obtuvo 92 g de etanol (C_2H_5OH), ¿cuál es el porcentaje de rendimiento de la reacción?

a) 40% b) 50% c) 68%
d) 45% e) 55%

44. En el proceso para la obtención de bisulfato de sodio, la primera etapa consiste en la siguiente reacción:

$$NaCl + H_2SO_4 \rightarrow NaHSO_4 + HCl$$

el ácido sulfúrico usado es de un 80% de pureza y se suministra un 5% en exceso del estequiómetro. Calcular el ácido suministrado por tonelada de sal ($NaHSO_4$). (Na = 23; Cl = 35,5; H = 1; O = 16; S = 32)

a) 1099Tn b) 2,2 c) 3,3
d) 1,1 e) 0,9

45. 150 toneladas de Fe_2O_3 se procesan en un alto horno donde el 80% del hierro se recupera en forma de lingote de hierro crudo que contiene 92% de hierro. Calcular la masa total de los lingotes en toneladas. La reacción en el alto horno es: (C = 12; O = 16; Fe = 56)

$$Fe_2O_3 + CO \rightarrow Fe + CO_2$$

a) 114 b) 111 c) 91,3
d) 100 e) 109

46. ¿Qué volumen de oxígeno a condiciones de 127ºC y 1,5 atm se producirá por la descomposición total de 245g de clorato de potasio? (K = 39; Cl = 35,5; O=16)

$$KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$$

a) 65,6 lt b) 68,8 c) 62,4
d) 61 e) 70,6

47. Una mezcla de óxido de sodio (Na_2O) y óxido de bario (BaO) que pesa 6,5 g se disuelve en agua y luego se trata esta solución con ácido sulfúrico diluído. El sulfato de bario formado precipita, pero el sulfato de sodio es soluble y permanece en solución. El sulfato de bario se recolecta por filtración y una vez seco; se encuentra que pesa 7,61 g. ¿Qué porcentaje de la muestra original de los óxidos mezclados es óxido de bario?
P.A. (Ba = 137,3; O = 16; S = 32; Na = 23)

a) 23,1% b) 65,2% c) 76,9%
d) 50% e) 82,3%

48. Una muestra de MgO puro ha sido primeramente disuelta en ácido clorhídrico para dar una solución de $MgCl_2$. Posteriormente se hace precipitar todo el magnesio en forma de $Mg_2P_2O_7$. Si el precipitado puro y seco tiene una masa de 5,55 g, calcular la masa en gramos de una muestra original de MgO.
Dato: (Mg = 24, P = 31)

a) 0,6 g b) 1,3 c) 1,6
d) 2 e) 5,4

VERDADERO - FALSO. Calificar cada uno de los siguientes enunciados como falso (F) o verdadero (V), según corresponda:

49. Los reactivos se tienen que consumir en una reacción química necesariamente. ( )

50. Los reactantes determinan el rendimiento real de las reacciones químicas. ( )

51. El rendimiento teórico determina la máxima cantidad de productos que se puede formar en una reacción química determinada. ( )

52. Si se tiene muestras de CO_2 provenientes de la atmósfera marciana y de la atmósfera terrestre, entonces, deben cumplir con la ley de Proust. ( )

53. Los óxidos: Cl_2O, Cl_2O_3, Cl_2O_7, verifican la ley de Dalton. ( )

54. Hallar el volumen de hidrógeno que en condiciones normales se podrá obtener con 62,1 g de Plomo M.A. (Pb) = 207.

$$Pb + HBr \rightarrow PbBr_4 + H_2$$

a) 12,66 L b) 10,11 c) 13,44
d) 16,77 e) 14,33

55. ¿Cuántos litros de gas hidógeno a condiciones normales se producirán a partir de 86 gramos de aluminio por acción del ácido sulfúrico, en la siguiente reacción:

$$Al + H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2\ ?$$

a) 50,3 b) 148,9 c) 25,7
d) 109,6 e) 107,0

56. Determine la masa molar de un hidrocarburo de la forma C_nH_{2n} sabiendo que en su combustión completa se obtiene su contracción de volumen igual a 5/11, sin considerarse el agua por encontrarse en estado líquido.

a) 42 b) 36 c) 82
d) 39 e) 46

57. Al hacer saltar chispas eléctricas en el seno de 1 litro de oxígeno, si el volumen se reduce a 976 cm^3 al medirlo en las mismas condiciones de avogadro. Hallar el tanto por ciento de oxígeno no transformado en ozono.

a) 16,1% b) 83,9% c) 7,2%
d) 92,8% e) 14,3%

58. Se hace estallar un cierto volumen de una mezcla de hidrógeno y oxígeno, el gas residual que es oxígeno al volver a las condiciones iniciales ocupa una cuarta parte del volumen inicial. ¿Calcular la composición volumétrica de la mezcla original?

a) 60%H_2 b) 60%O_2 c) 40%O_2
d) 70%H_2 e) 50%H_2

59. Al pasar una mezcla estequiométrica de nitrógeno e hidrógeno a través de un convertidor de contacto, reacciona el 10% de volumen de nitrógeno. Calcular la composición volumétrica de la mezcla saliente. Asumir

condiciones de avogadro

a) 5,26%N_2 b) 23,68%NH_3

c) 71,06%H_2 d) 62,61%H_2

e) 51,6%N_2

60. El etileno gaseoso reacciona con el hidrógeno gaseoso en presencia de platino que actúa como catalizador; formándose etano, según:

$$C_2H_{4(g)} + H_{2(g)} \overset{pt}{\rightleftharpoons} C_2H_{6(g)}$$

Una mezcla de etileno e hidrógeno, en la que se sabe que hay más hidrógeno que etileno, tiene una presión de 52 torr. Después de pasar la mezcla a través del catalizador la presión descendió a 34 torr. ¿Determine la composición volumétrica del etileno en la mezcla inicial?

a) 50% b) 65,4% c) 45,3%
d) 21,6% e) 34,6%

Claves

01.	c
02.	b
03.	a
04.	b
05.	a
06.	b
07.	b
08.	c
09.	b
10.	d
11.	d
12.	b
13.	b
14.	e
15.	c
16.	c
17.	a
18.	e
19.	d
20.	d
21.	c
22.	b
23.	b
24.	c
25.	a
26.	b
27.	c
28.	c
29.	b
30.	b

31.	b
32.	e
33.	e
34.	d
35.	c
36.	a
37.	a
38.	a
39.	a
40.	a
41.	d
42.	b
43.	b
44.	d
45.	c
46.	a
47.	c
48.	d
49.	F
50.	V
51.	V
52.	V
53.	V
54.	c
55.	e
56.	a
57.	a
58.	c
59.	d
60.	d

Capítulo

20 ESTEQUIOMETRÍA II

Louis Joseph Gay-Lussac

Louis Joseph o Joseph-Louis Gay-Lussac (Saint Léonard de Noblat, Francia, 6 de diciembre de 1778 - París, Francia, 9 de mayo de 1850) fue un químico y físico francés. Es conocido en la actualidad por su contribución a las leyes de los gases. En 1802, Gay-Lussac fue el primero en formular la ley según la cual un gas se expande proporcionalmente a su temperatura (absoluta) si se mantiene constante la presión. Esta ley es conocida en la actualidad como Ley de Charles.

Ley volumétrica de Gay Lussac

Para sistemas gaseosos homogéneos se cumple que los volúmenes de las sustancias mantienen una relación proporcional a sus coeficientes.

Ejemplo:

$$\begin{array}{ccccc} N_{2(g)} & + & 3H_{2(g)} & \rightarrow & 2NH_{3(g)} \\ 1 & & 3 & & 2 \\ 1L & & 3L & & 2L \\ 10ml & & 30ml & & 20ml \end{array}$$

Ejemplo:

¿Cuál es el volumen de dióxido de carbono que se produce durante la combustión completa de 3,2 litros de gas propano (C_3H_8)? P.A. (C = 12, H = 1, O = 16)

Ecuación balanceada:

$$\begin{array}{ccc} C_3H_8 + 5O_2 & \rightarrow & 3CO_2 + 4H_2O \\ 1 & \text{———} & 3 \\ 3{,}2L & \text{———} & x \end{array}$$

$$x = \frac{3{,}2 \times 3}{1} = 9{,}6L$$

Reactivo limitante

Frecuentemente en las reacciones químicas los reactantes no se encuentran presentes en las cantidades estequiométricas exactas según las proporciones indicadas en la ecuación balanceada. El reactante que se consume primero en la reacción se llama ***reactivo limitante*** y dependerá de éste la cantidad de producto que se forme, ya que al acabarse este reactante no se podrá formar más producto.

Los reactantes que se encuentran en mayor cantidad que la requerida para reaccionar con el reactivo limitante se denominan ***reactivos en exceso***.

El abono mejora el rendimiento agrícola

PROBLEMAS PROPUESTOS

01. ¿Qué volumen de amoníaco se formará a partir de 12 litros de hidrógeno gaseoso?

$$N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$$

a) 8 litros b) 4 c) 12
d) 6 e) 18

02. ¿Qué volumen de oxígeno gaseoso se ha empleado para liberar 100 litros de CO_2?, de acuerdo a:

$$C_2H_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

a) 100 litros b) 150 c) 50
d) 200 e) 300

03. Indicar verdadero (V) o falso (F) sobre:
I. La estequiometría estudia el aspecto cualitativo de las reacciones químicas.
II. La sustancia que no se consume totalmente en la reacción química, se llama reactivo limitante.
III. Experimentalmente los reactantes se transforman totalmente en productos.

a) VFV b) VFF c) FFF
d) VVV e) FVF

04. Determine el volumen total de los reactantes consumidos para producir 80 litros de NO.

$$NH_{3(g)} + O_{2(g)} \rightarrow NO_{(g)} + H_2O_{(g)}$$

a) 480 litros b) 160 c) 280
d) 620 e) 180

05. En la síntesis del amoníaco, se combina 60 litros de $N_{2(g)}$ con exceso de hidrógeno. ¿Qué volumen de amoníaco se obtiene suponiendo condiciones de avogadro?

a) 30 L b) 60 c) 15
d) 120 e) 160

06. Al reaccionar 16g de hidrógeno con 16g de oxígeno para formar agua, indique el reactivo limitante.
P.A. (H = 1, O = 16)

$$H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$$

a) H_2 b) O_2 c) H_2O
d) F.D. e) Todos son reactivos en exceso

07. ¿Qué peso de agua se formará al reaccionar 32g de hidrógeno con 256g de oxígeno? P.A. (H = 1, O = 16)

$$H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$$

a) 144g b) 288 c) 136
d) 72 e) 312

08. Indique el reactivo en exceso y la cantidad sobrante al reaccionar 24g de hidrógeno con 284g de cloro. P.A. (Cl = 35,5)

$$H_2 + Cl_2 \rightarrow HCl$$

a) H_2, 12g b) Cl_2, 142g c) Cl_2, 71g
d) H_2, 16g e) H_2, 8g

09. ¿Cuántas moles de agua se formarán a partir de 6 moles de oxígeno y 4 moles de hidrógeno?

$$H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$$

a) 4 b) 2 c) 6
d) 8 e) 10

10. Determinar el peso de agua que se forma al reaccionar 80g de metano con 8 moles de oxígeno. P.A. (C = 12, O = 16)

$$CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

a) 40g b) 320 c) 180
d) 200 e) 144

11. ¿Cuántas moles de amoníaco se formarán a partir de 4 moles de nitrógeno con 36g de hidrógeno?
P.A. (N = 14)

$$N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$$

a) 4 b) 8 c) 16
d) 32 e) 12

12. ¿Cuántas moles de $AlCl_3$ se obtendrá al reaccionar 3 moles de HCl con 108g de aluminio, si la eficiencia de la reacción es del 50%? P.A. (Al = 27; Cl = 35,5)

$$2Al + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2$$

a) 0,25 b) 2 c) 0,5
d) 4 e) 0,75

13. ¿Qué peso de hidróxido de sodio se forma al reaccionar 230g de sodio con 12 moles de agua, si la eficiencia de la reacción es del 70%? P.A. (Na = 23, O = 16)

$$2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$$

a) 280g b) 400 c) 440
d) 360 e) 240

14. En un reactor se colocan 15 litros de oxígeno y 8 litros de NO, según:

$$NO + O_2 \rightarrow N_2O_5$$

¿Cuántos litros del reactivo que está en exceso se consumen?

a) 6 litros b) 3 c) 9
d) 15 e) 7

15. El principal método industrial de obtención de hidrógeno, parte del gas natural, cuyo principal componente es el metano (CH_4), cuando se calienta con vapor de agua ocurre la siguiente reacción:

$$CH_{4(g)} + H_2O_{(v)} \rightarrow CO_{2(g)} + H_{2(g)}$$

si se combina $50cm^3$ de CH_4 con 120ml de H_2O. ¿Qué volumen de H_2 se produce?

a) $300cm^3$ b) 250 c) 200
d) 800 e) 400

16. El metanol CH_3OH se utiliza como combustible para autos de carrera y se quema en el motor de combustión según la reacción:

$$CH_3OH_{(l)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$$

A partir de 400g de CH_3OH y 612g de O_2 se han producido 250g de CO_2, ¿cuál es la eficiencia del proceso? P.A. (C = 12, O = 16)

a) 92,6% b) 81,8% c) 76,8%
d) 60% e) 74,27%

17. Para obtener el bicarbonato de sodio ($NaHCO_3$), la reacción es:

$$H_2CO_3 + Na \rightarrow NaHCO_3 + H_2$$

Si se utilizan 372g de H_2CO_3 y 115g de sodio, obteniéndose solo 402g, de $NaHCO_3$ entonces determine el rendimiento de la reacción.
P.A. (C = 12, O = 16, Na = 23)

a) 85,7% b) 92,1% c) 95,7%
d) 97,1% e) 93,8%

18. Si se lleva a cabo la síntesis de Haber se utilizan 30 g de H_2 y 150 g de N_2.
Indicar lo incorrecto:

a) El hidrógeno es el reactivo limitante.
b) Se producen 170 g de amoníaco.
c) Al final se recogen 180 g de sustancias.
d) Quedan sin reaccionar 140 g de nitrógeno.
e) El nitrógeno es el reactivo en exceso.

19. Se tiene 300g de una muestra de aleación que contiene plata, la cual necesita 252g de ácido nítrico para la reacción total de la misma; determine la pureza de la muestra a partir de la siguiente reacción:

$$Ag + HNO_3 \rightarrow AgNO_3 + NO_2 + H_2O$$

P.A. (Ag = 108, N = 14, O = 16)

a) 82% b) 67% c) 72%
d) 69% e) 75%

20. ¿Cuántos litros de oxígeno se requiere para la combustión completa de 20g de C_4H_{10} en condiciones normales?

a) 21 litros b) 28,62 litros c) 25,1 litros
d) 30,16 litros e) 50,2 litros

21. El 50% del CO2 producido en la combustión completa del propano es utilizado para producir hielo seco. Determinar la masa del propano necesario para producir 1320g de hielo seco.

a) 440 b) 220 c) 660
d) 350 e) 880

22. ¿Que cantidad de cloruro de potasio se puede obtener a partir de 1225g de clorato de potasio? La eficiencia de la reacción es de 50%.
Considere la reacción :

$$KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$$

a) 372,5 g b) 74,5 g c) 110 g
d) 50,5 g e) 82,7 g

23. Un alambre de plata que pesa 12,5g se disolvió en ácido nítrico. ¿Que peso de nitrato de plata se formó, siendo el rendimiento de la reacción del 80%?

$$Ag + 2HNO_3 \rightarrow AgNO_3 + NO_2 + H_2O$$

a) 20,42 b) 31,62 c) 40,17
d) 15,72 e) 18,20

24. ¿Qué volumen se obtendrá de amoniaco (NH3) a partir de 124 L de nitrógeno gaseoso, por el metodo sintético haber, siendo el rendimiento de la reacción del 60%?

a) 22,4 L b) 136,2 L c) 413,2 L
d) 127,2 L e) 148,8 L

25. ¿Cuántos litros de aire se consumiran en la combustión completa de 54L de gas acetileno (C2H2) sabiendo que el redimiento industrial del proceso es del 80%? Aire : 20% O_2, 80% N_2.

a) 270 L b) 300 L c) 400 L
d) 350 L e) 540 L

26. Se combinan 6 moles de KCl con 4 moles de O2 para formar KClO3 la cantidad en exceso es:

a) 3,33 moles de KCl.
b) 1,33 moles de O_2 .
c) 2,67 moles de KCl.
d) 2,67 moles de O_2 .
e) No hay exceso.

27. Se combinan 2 moles de H_2 con 3 moles de O_2 para formar agua. Las moles en exceso son :

a) 1 a O_2 b) 2 de H_2 c) 2 de O_2
d) 3 de O_2 e) 1 de H_2

28. Se hace reaccionar una muestra de 200 g de ácido silicílico con suficiente anihidrido acético para obtener 220g de ácido acetil salicílico (aspirina) de acuerdo con la siguiente reacción:

$$C_7H_6O_3 + (CH_3CO)_2O \rightarrow C_9H_8O_4 + CH_3COOH$$

Determinar el rendimiento de la reacción para la aspirina:

a) 41,5% b) 60,2 c) 39,7
d) 13,6 e) 84,3

29. Se tiene CO_2 en un recipiente cerrado herméticamente a 427ºC y 10 Atm de presión. Al calentar hasta 1127ºC la presión aumenta hasta 22,5 Atm. Produciéndose la

siguiente reacción:

$$2CO_2 \rightarrow 2CO + O_2$$

¿Qué porcentaje molar de CO_2 no se ha transformado?

a) 30,2% b) 66,7% c) 40,1%
d) 80,2% e) 92,3%

30. Se produce la descomposición del $KClO_3$ con un rendimiento del 80 %. ¿Qué masa del KCl se producirá a partir de 3 kg de clorato de potasio?.
m.A.[K = 39,1; Cl = 35,5]

a) 1460,4 g b) 1825,8 c) 1678,32
d) 1000 e) 2160,24

31. Se quema carbono con un rendimiento del 80 %. ¿Qué masa en toneladas se debe quemar para producir 0,8 ton. de CO_2?

a) 0,1745 ton b) 0,273 ton c) 0,491 ton
d) 0,961 ton e) 0,500 ton

32. Hallar la masa de oxígeno que puede obtenerse al calentar 43,3g de óxido mercurico MA(Hg) = 201,0

$$HgO \xrightarrow{\Delta} Hg + \frac{1}{2}O_2$$

a) 1,6 g b) 4,1 g c) 3,9 g
d) 3,2 g e) 4,4 g

33. ¿Cuántos gramos de sulfato de Zinc se producirá por la acción de 8,5g de Zinc en ácido sulfúrico?
MA(Zn) = 65,35

$$Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2$$

a) 10,4 g b) 20,8 c) 5,6
d) 14,2 e) 31,5

34. En el proceso:

$C_2H_6 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$ se desea quemar 6 L de etano (C_2H_6). ¿Qué volumen de oxígeno se debe emplear?

a) 21 L b) 14 c) 15
d) 16 e) 13

35. Según la ecuación :

$$N_2H_{4(\ell)} + H_2O_{2(\ell)} \rightarrow N_{2(g)} + H_2O_{(g)}$$

Si se colocan 8 g de hidracina. ¿Cuántos moles de nitrógeno se obtienen?

a) 2 mol b) 0,25 c) 0,5
d) 0,75 e) 1

36. ¿Cuántas moles de agua se obtienen a partir de 40 L de H_2?

a) 10 b) 20 c) 30
d) 40 e) 50

37. Si 28g de hierro (MA = 56) reacciona con 9g de agua $(\overline{M} = 18)$ según:

$$Fe + H_2O \rightarrow Fe_2O_3 + H_2$$

La cantidad en exceso es:

a) 18,67g de Fe b) 9,33g de Fe
c) 27g de H2O d) 56g de Fe
e) 22,4g de H2O

38. En la reacción :

$$Ca + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2$$

Al combinarse 10g de calcio con 15g de agua el reactivo limitante y la sustancia en exceso respectivamente son:

a) H_2 y $Ca(OH)_2$ b) Ca y H_2O
c) H_2O y Ca d) Ca y $Ca(OH)_2$
e) H_2 y H_2O

39. ¿Qué volumen a C.N. de gas acetileno (C2H2) se puede obtener usando 240g de Ca C2 con 70% de pureza?

$$CaC_2 + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + C_2H_2$$

a) 43,3L b) 56,6 c) 58,8
d) 78,8 e) 67,7

40. ¿Qué volumen de anhidrido sulfuroso a C.N. se debe utilizar para obtener 10 mol de ácido pirosulfúrico?

$$2SO_2 + O_2 \rightarrow 2SO_3$$

$$2H_2SO_4 + 2SO_3 \rightarrow 2H_2S_2O_7$$

a) 448 b) 720 c) 224
d) 44,8 e) 22,4

41. Para obtener 51 gramos de amoniaco fue necesario emplear 20% en exceso de H2 y 10% en exceso de nitrógeno. ¿Qué cantidades se han usado de estos compuestos?

a) 5,4 mol de O_2 b) 5,4 mol de H_2
c) 10,8 mol H_2 d) 4,7 mol de H_2
e) 2,5 mol de O_2

42. Se tiene 100 gramos de hidrógeno y 700 gramos de oxígeno, en la síntesis del agua. Determine ¿qué reactivo y cuántos gramos quedan sin reaccionar?

a) H_2 ,12,5 g b) O_2 , 87,5 g
c) H_2 , 25,5 g d) O_2 ,74,5 g
e) O_2 ,12,5 g

43. Se combina 100 litros de nitrógeno mezclados con 100 litros de hidrógeno, en la síntesis del amoníaco. Suponiendo condiciones de avogadro, determine que reactivo y cuantos litros quedan sin reaccionar.

a) H_2 , 50 L b) H_2 , 33,33 L
c) N_2 , 50 L d) N_2 , 66,67 L
e) N_2 , 33,33 L

44. Se somete a un calentamiento enérgico a 2 000 gramos de $KClO_3$. Determine ¿Qué volumen de $O_{2(g)}$ se produce a C.N. con un rendimiento del 60 %?
m.A. [K = 39,1 , Cl = 35,5]

$$KClO_{3\,(s)} \Rightarrow KCl_{(s)} + O_{2\,(g)}$$

a) 328,87 L b) 306,87 L c) 222,61 L
d) 291,16 L e) 361,21 L

45. Se combina 60 gramos de hidrógeno con 100 gramos de oxígeno, en la síntesis del agua. Determine ¿cuál de los reactivos es el limitante?

a) Hidrógeno.
b) Oxígeno.
c) Los dos elementos se consumen.
d) Falta conocer la temperatura.
e) Imposible saber.

46. Se combina 50 gramos de hidrógeno con 250 gramos de oxígeno, en la síntesis del agua. Determine el rendimiento teórico en la formación del agua.

a) 250 g b) 281,25 g c) 296,6 g
d) 225 g e) 222,22 g

47. Se combina 10 gramos de nitrógeno con 3 gramos de hidrógeno, en la síntesis del amoníaco. Determine ¿qué reactivo y cuántos gramos quedan sin reaccionar?

a) N_2 , 0,86 g b) H_2 , 2,14 g
c) N_2 , 2,14 g d) H_2 , 0,86 g
e) N_2 , 1,16 g

48. Se combina 100 litros de nitrógeno gaseoso con 240 litros de hidrógeno gaseoso en condiciones de avogadro. Determine el rendimiento teórico en la formación del amoníaco.

a) 120 L b) 160 L c) 240 L
d) 150 L e) 220 L

49. Una mezcla de 12,2 g de potasio y 22,2 g de bromo ha sido calentada hasta que la reacción fue completa. ¿Cuántos gramos de KBr se formaron?
m.A. [K =39 , Br = 80]

a) 13 g b) 33 g c) 63 g
d) 22 g e) 37,23 g

50. Calcular la masa de dióxido de manganeso que reacciona con un exceso de ácido clorhídrico, de tal manera que se produzca 142 g de Cl_2.
PF (MnO_2 = 87; Cl_2=71)

$$MnO_{2(s)} + 4HCl_{(\ell)} \rightarrow MnCl_{2(s)} + Cl_{2(g)} + 2H_2O_{(\ell)}$$

a) 158 b) 174 c) 79
d) 96 e) 142

51. Para la obtención de 20 litros de gas amoníaco NH_3 , se requiere:

a) 5 L de H_2 y 15 L de N_2.
b) 10 L de H_2 y 10 L de N_2.
c) 10 L de H_2 y 20 L de N_2.
d) 15 L de H_2 y 5 L de N_2.
e) 30 L de H_2 y 10 L de N_2.

52. Un cilindro de gas comprimido, que no lleva rótulo, se supone contiene etano, etileno, propileno o acetileno. La combustión de 12 cm^3 de muestra del gas requiere 54 cm^3 de oxígeno para su combustión completa. ¿De qué gas se trata?.

a) Etano.
b) Etileno.
c) Propileno.
d) Acetileno.
e) Ninguno de los gases mencionados.

53. Se puede obtener sulfato de aluminio mediante la reacción de aluminio con ácido sulfúrico. Si hay 24,092 × 10^{23} átomos de aluminio que participa totalmente en la reacción, ¿qué volumen de gas hidrógeno a condiciones normales se obtendrá si el rendimiento es del 80%?

$$Al + H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2$$

a) 134,4 litros b) 107,52 litros
c) 89,62 litros d) 108,52 litros
e) 76,84 litros

54. Para la combustión de 20 litros de C_nH_{2n+2}; fueron necesarios 160 litros de oxígeno. Determinar la composición centesimal de carbono en el hidrocarburo.
P.A. (C = 12)

a) 83,3 b) 72,9 c) 68,5
d) 78,9 e) 87,6

55. El calcio y el magnesio reaccionan lentamente con los ácidos, desprendiendo hidrógeno; por ejemplo:

$$Ca + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + H_2$$
$$Mg + H_2SO_4 \rightarrow MgSO_4 + H_2$$

Al hacer reaccionar una mezcla de ambos metales que pesan 10g, con H_2SO_4 en exceso se desprendió 0,35 moles de hidrógeno. ¿Qué peso de magnesio existe en la mezcla? P.A. (Mg = 24, Ca = 40)

a) 3 g b) 4 g c) 6 g
d) 7 g e) 8 g

56. Si hacemos combustionar 30cm^3 de una mezcla de CH_4 y C_2H_4 con 500cm^3 de aire, indique la cantidad remanente de oxígeno si se obtiene 40cm^3 de CO_2.

a) 20 cm^3 b) 8 cm^3 c) 30 cm^3
d) 10 cm^3 e) 40 cm^3

57. Se hace arder 2L de propano (C_3H_8) a 23°C y 740torr. Calcule cuántos litros de oxígeno a 33°C y 750mmHg, se necesitan para la combustión completa.

a) 5,1 L b) 10,2 L c) 20,4 L
d) 40,8 L e) 81,6 L

58. Se tiene un recipiente de 100 litros conteniendo una mezcla de CH_4 y oxígeno, el cual reacciona y obtiene 40 litros de CH_4 y 20 litros de CO_2. Determinar cuál era la composición volumétrica de la mezcla inicial.

a) CH_4 30%; O_2 70%
b) CH_4 40%; O_2 60%
c) CH_4 50%; O_2 50%
d) CH_4 60%; O_2 40%
e) CH_4 70%; O_2 30%

59. ¿Cuál será la máxima cantidad de $K_2Zn[Fe(CN)_6]$ que se puede obtener con todo el carbono contenido en 12g de K_2CO_3, suponiendo que se dispone de la cantidad suficiente de los otros elementos? Masas molares: $K_2CO_3 = 138$.

$K_2Zn[Fe(CN)_6] = 355$

a) 6,2g b) 5,1 c) 10,3
d) 30,8 e) 12,6

60. Los carbonatos de los elementos alcalino-térreos se descomponen al calentarlos produciendo dióxido de carbono (CO_2), de acuerdo a las siguientes reacciones:

$$BaCO_{3(s)} \rightarrow BaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$
$$MgCO_{3(s)} \rightarrow MgO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

¿Cuántos gramos de $MgCO_3$ producirá la misma cantidad de CO_2 que la obtenida por la descomposición de 98,65 gramos de $BaCO_3$?
Pesos fórmula: ($BaCO_3$ = 197,3; $MgCO_3$ = 84,3).

a) 17,15 b) 27,80 c) 37,80
d) 42,15 e) 44,25

Claves

01.	a
02.	d
03.	c
04.	e
05.	d
06.	b
07.	b
08.	d
09.	a
10.	e
11.	b
12.	c
13.	a
14.	c
15.	c
16.	e
17.	c
18.	c
19.	c
20.	e
21.	e
22.	a
23.	d
24.	e
25.	e
26.	a
27.	c
28.	e
29.	d
30.	a

31.	b
32.	d
33.	b
34.	a
35.	b
36.	d
37.	c
38.	b
39.	c
40.	c
41.	b
42.	a
43.	d
44.	a
45.	b
46.	b
47.	d
48.	c
49.	b
50.	c
51.	c
52.	c
53.	b
54.	a
55.	b
56.	a
57.	b
58.	c
59.	b
60.	d

Capítulo

21

MASA EQUIVALENTE Y EQUIVALENTE GRAMO

RICHTER, JEREMÍAS BENJAMÍN

(Hirschberg, 1762-Berlín, 1807) Químico alemán, estudió filosofía y matemática bajo la dirección de Immanuel Kant, y en Königsberg, en 1785, obtuvo un grado doctoral con una disertación en el uso de las Matemáticas en Química. Él nunca alcanzó una posición académica y experimentó con su peculio, trabajando en una fábrica de cerámica. El estudio sistemático de las proporciones numéricas en que se combinan las diversas sustancias le llevó a enunciar la *ley de las proporciones recíprocas*, también conocida como *ley de Wenzel-Richter*. Él también introdujo el término "stoichiometry" en química, descubrió el indio y determinó el peso equivalente de numerosos ácidos y bases.

La ***masa equivalente*** es la fracción del peso fórmula de una sustancia que corresponde a una unidad de cambio químico. Se han escogido como unidad de cambio químico al átomo de hidrógeno, ya que, en la mayoría de reacciones está implicado directa o indirectamente; incluyendo reacciones rédox en las cuales por cada electrón transferido se establece una equivalencia con un átomo de hidrógeno. Una definición equivalente establece que la masa equivalente de una sustancia, en procesos que no implican reacciones rédox, son las partes de sustancia químicamente equivalente a 1,008 partes de hidrógeno u ocho partes de oxígeno.

Para elementos

- ***Se define la Masa Equivalente*** como el valor numérico que se obtiene al relacionar el Peso Atómico respectivo y el valor absoluto de su estado de oxidación (la masa equivalente siempre será positiva)

$$\text{Masa equivalente} = \frac{\text{Masa Atómica}}{|\text{estado de oxidación}|}$$

Ejemplo: Hallar la masa equivalente en cada caso:

- $O^{-2} \rightarrow$ = 8
- $Al^{+3} \rightarrow$ = 9
- $H^{+1} \rightarrow$ = 1
- $Hg(+1, +2) \rightarrow$ = 200
  $\rightarrow$ = 100

- ***Se define el equivalente gramo (eq-g)*** como el peso de dicho elemento, expresado en gramos, numéricamente igual al peso equivalente respectivo.

  Observación: Para trabajar en compuestos se necesitan determinar la carga iónica respectiva (q)

* ***Determinación de "q" (carga iónica)***

- $C^{+4}| \rightarrow q = 2 \times 2 = 4$
- $S^{-2} \rightarrow q = 1 \times 2 = 2$
- $S^{+6}| \rightarrow q = 2 \times 3 = 6$
- $Na^{+1}|(OH)^{-1} \rightarrow q = 1 \times 1 = 1$
- $Fe^{+3}|(OH) \rightarrow q = 1 \times 3 = 3$

Para Compuestos:

- ***Se define la masa equivalente Meq(E)*** como el valor numérico que se obtiene al relacionar el peso molecular ($\overline{M}$) respectivo y la carga iónica (θ).

$$Meq(E) = \frac{\overline{M}}{\theta}$$

Ejemplo: Hallar el Meq(E) de: P.A. (C = 12, O = 16, Na = 23, S = 32, H = 1)

- CO_2 = = 11
- NaOH = = 40
- H_2SO_4 = = 49
- H_2 = = 1

* ***Se define al Equivalente Gramo (eq-g) de un compuesto*** al peso expresado en gramos numéricamente igual al peso equivalente de dicho compuesto.

Número de Equivalentes #(Eq-g)

Para determinar el Número de Equivalentes de un elemento o compuesto bastará relacionar el peso (gramos) y el eq - g.

$$\#\ \text{Equivalentes} = \frac{W_{(g)}}{eq - g}$$

Ejemplo: Determine el número de equivalentes que se tendrá:

- 60g de Ca^{+2}: P.A. (40) $\rightarrow$ # Equiv. = $\frac{60g}{\frac{40}{2}}$ = 3
- 18g de Al^{+3}: P.A. (27) $\rightarrow$ # Equiv. = $\frac{18g}{\frac{27}{3}}$ = 2
- 33g de CO_2: P.A. (44) $\rightarrow$ # Equiv. = $\frac{33g}{\frac{44}{4}}$ = 3

PROBLEMAS PROPUESTOS

01. Identificar el hidróxido de mayor carga iónica (θ).

a) KOH b) NaOH c) $Mg(OH)_2$
d) $Al(OH)_3$ e) $Pb(OH)_4$

02. De los óxidos mostrados, hallar el de menor " θ ".

a) CaO b) Na_2O c) Al_2O_3
d) FeO e) a, b y d

03. ¿Cuál de los siguientes compuestos presentará menor " θ "?

a) Fe_2O_3 b) $Al_2(SO_4)_3$ c) H_2SO_4
d) NaOH e) $Mg(OH)_2$

04. Hallar qué hidróxido presenta el menor factor " θ ".

a) $A\ell(OH)_3$ b) $Mg(OH)_2$
c) $Pb(OH)_2$ d) $Fe(OH)_3$
e)) Na(OH)

05. Hallar cuál de los siguientes compuestos presenta el menor factor " θ ".

a) Na_2O b) MgO c) Al_2O_3
d) PbO_2 e) a y b

06. Hallar el factor " θ " para la siguiente sal: $A\ell_2(SO_4)_3$

a) 2 b) 3 c) 6
d) 12 e) 18

07. Se tiene el siguiente cuadro:

Sustancia	P.A.	E.O.	P - Eq
Na	23	+1	a
O	16	-2	b
Al	27	+3	c

llenar adecuadamente y señalar "a + b + c"

a) 23 b) 32 c) 31
d) 40 e) 30

08. Determine la masa equivalente del Al:
Dato: m.A. [Al = 27]

a) 27 b) 13,5 c) 9
d) 4,5 e) 11

09. Hallar el Eq - g del CaO. ($\overline{M}$ = 56).

a) 56 g b) 28 g c) 56 g
d) 28 g e) 84

10. ¿Cuántos equivalentes gramo hay en 94g de HNO_2? P.A. (N = 14, O = 16)

a) 1 b) 2 c) 3
d) 4 e) 5

11. ¿Cuántos equivalentes gramo existen en 900g de H_2O?

a) 200 b) 50 c) 100
d) 300 e) 500

12. Hallar el peso de 3 Eq - g del ácido carbónico H_2CO_3. P.A. (C = 12, O = 16)

a) 99 b) 96 c) 93
d) 90 e) 80

13. Hallar el P-eq del Na_2O. P.A. (Na = 23, O = 16)

a) 31 b) 21 c) 11
d) 41 e) 13

14. Hallar el peso de H_3PO_4, que hay en 6 Eq - g del ácido. P.A. (P = 31, O = 16)

a) 89 g b) 98 g c) 147 g
d) 196 g e) 241 g

15. Determinar el peso equivalente del H_2SO_4 en la siguiente reacción: P.A. (S = 32)

$$H_2SO_4 + NaOH \rightarrow NaHSO_4 + H_2O$$

a) 98 b) 49 c) 24,5
d) 196 e) 12,25

16. Hallar el número de equivalentes que hay en 520g de $Al(OH)_3$. ($\overline{M}$ = 78).

a) 20 b) 35 c) 12
d) 25 e) 27

17. ¿Cuántos equivalentes hay en 300 g de $CaCO_3$? P.A. (Ca = 40, C = 12, O = 16)

a) 3 b) 6 c) 9
d) 12 e) 10

18. Determinar el peso equivalente del cromo III (P.A. = 51,6).

a) 51,6 b) 17,2 c) 25,8
d) 103,2 e) 12,9

19. Determinar la masa equivalente de un nuevo elemento químico denominado Trilcito quien pertenece a la familia de los alcalinos térreos cuya masa atómica es 400.

a) 100 b) 150 c) 200
d) 300 e) 500

20. Determine la masa equivalente del hidróxido de calcio, $Ca(OH)_2$:
Dato: m.A. [Ca= 40]

a) 74 b) 56 c) 31
d) 24,6 e) 37

21. ¿Qué analogía es incorrecta?
m.A. [S=32, Fe=56, Al=27, Na=23]

sustancia	***Masa equivalente***
a) H_2SO_4	49
b) Na_2SO_4	71
c) $Fe_2(SO_4)_3$	66,66
d) $Fe(NO_3)_3$	80,67
e) $Al_2(SO_4)_3$	114

22. Determine la masa equivalente del H_3PO_4, según la siguiente reacción:
Dato: m.A. [K=39, P=31]
$H_3PO_4 + KOH \Rightarrow K_2HPO_4 + H_2O$

a) 98 b) 49 c) 32,6
d) 21,4 e) 33

23. Identifique el compuesto cuya masa equivalente es 26.
m.A.[Al=27, Na = 23, K = 39, S = 32]

a) NaOH b) KOH c) H_2SO_4
d) $Al(OH)_3$ e) NaH

24. Hallar la masa equivalente del ácido fosfórico, H_3PO_4 sabiendo que se convierte en $H_2PO_4^{1-}$.
Dato: m.A.[P =31]

a) 98 b) 49 c) 32,66
d) 24,5 e) 33

25. Determine la masa contenida en 2,5 equivalentes-gramo de ácido sufúrico.
Dato :m.A.[S=32]

a) 98 g b) 122,5 g c) 245 g
d) 49 g e) 100 g

26. Determine la masa de 0,8 eq-g de H_3PO_4.
Dato: m.A. [P=31]

a) 49 g b) 98 g c) 78,4 g
d) 39,2 g e) 26,08 g

27. Determine la masa de 600 miliequivalentes-gramo de $Ca(OH)_2$.
Dato: m.A. [Ca=40]

a) 37 g b) 22,2 g c) 74 g
d) 39,1 g e) 33 g

28. Calcular el equivalente-gramo del cobre en el fosfato cúprico trihidratado.
Dato: m.A. [Cu = 63,5]

a) 63,5 g b) 31,75 g c) 21,17 g
d) 72,4 g e) 43,12 g

29. El peso molecular de R_2O_3 es 326, ¿Cuál es el equivalente gramo de "R"? P.A. (O = 16)

a) 23,15 b) 46,3 c) 12,15
d) 30,14 e) 85,41

30. El peso equivalente del óxido X_2O_3 es 36. Determinar el peso equivalente de "X".

a) 12 b) 64 c) 32
d) 24 e) 8

31. El peso equivalente de la sal: $X(NO_3)_2$ es 94. ¿Cuál es el peso equivalente del X_3PO_4.
P.A. (P = 31, O = 16, N = 14)

a) 80,3 b) 95,6 c) 100
d) 180,6 e) 88,7

32. Sabiendo que la masa equivalente de un cloruro de cobre es 99,5. ¿Cuál es la fórmula del correspondiente óxido de cobre?
Dato: m.A. [Cu=63,5 Cl=35,5]

a) CuO b) Cu_2O c) Cu_2O_3
d) CuO_2 e) CuO_3

33. Hallar la masa equivalente del tiosulfato de sodio, $Na_2S_2O_3$, sabiendo que al reaccionar con el I_2 se transforma en $Na_2S_4O_6$.
Dato: m.A. [S=32, I =127]

a) 158 b) 79 c) 52,66
d) 103 e) 112

34. ¿Qué cantidad de calcio se combinará con 1 g de oxígeno? P.A. (Ca = 40, O = 16)

a) 25 g b) 2,5 g c) 50 g
d) 5 g e) 3,75 g

35. Un trozo de óxido metálico cuya masa es de 2,59 g contiene 0,401 g de oxígeno. Calcular el equivalente gramo del metal. P.A. (O = 16).
a) 43,8 b) 33,8 c) 63,8
d) 53,8 e) N.A.

36. Un clavo de hierro (Fe = 56) que pesa 40 g cae en un recipiente que contiene 59,5 g de H_2SO_4. ¿Qué porcentaje del clavo no reacciona? P.A. (S = 32)

a) 20% b) 80% c) 65%
d) 58% e) 15%

37. 10 gramos del óxido de un metal al reaccionar con suficiente H_2O se convierte en 15 g de su hidróxido. Hallar el peso atómico del metal, si se sabe que el metal es un alcalino térreo.

a) 10 b) 15 c) 20
d) 25 e) 30

38. Calcule el peso equivalente del agente oxidante y reductor en la siguiente ecuación: P.A. (Zn = 65; N=14; Cl = 35,5; H = 1; O = 16)

$$Zn + HNO_3 + HCl \rightarrow ZnCl_2 + NO_2 + H_2O$$

a) 21 y 32,5 b) 31,5 y 65
c) 63 y 65 d) 63 y 32,5
e) 51,5 y 32,5

39. Calcular el peso equivalente de cierto elemento divalente, si 9,6 g de este elemento reacciona con $1,2 \times 10^{23}$ moléculas de oxígeno. P.A. (O = 16)

a) 6 b) 12 c) 24
d) 36 e) 18

40. Se reduce un óxido metálico mediante una corriente de H_2, cuando 2,15 g del óxido son reducidos se producen 1,35 g de agua. Hallar el peso atómico del metal si es monovalente. P.A. (O = 16)

a) 31,4 b) 16 c) 12
d) 28,4 e) 6,3

41. Determinar el peso atómico de un metal sabiendo que al calentar 4,3 g de óxido del metal se obtuvieron 580 ml de oxígeno a 17°C y 580 mmHg. Si se sabe que el metal es trivalente.

a) 16 b) 63,5 c) 16,7
d) 149,4 e) 28,4

42. Hallar la masa equivalente de ***X***, sabiendo que 1 gramo de ***X*** representa 0,05 equivalente-gramo.

a) 40 b) 30 c) 20
d) 10 e) 45

43. Hallar la masa equivalente de un metal, sabiendo que se combina 4,6 gramos de metal con 1,6 gramos de O_2.

a) 20 b) 23 c) 26
d) 30 e) 32

44. Hallar la masa equivalente de un óxido metálico, sabiendo que 5,6 gramos del correspondiente óxido contiene 4 gramos de metal.

a) 20 b) 56 c) 28
d) 23 e) 31

45. Determine la masa equivalente de un metal, si 3,24 gramos de metal forman 3,72 gramos del correspondiente sulfuro metálico.

a) 108 b) 32 c) 27
d) 207 e) 97

46. Durante la tostación de 5 gramos de metal se forma 9,44 gramos de su óxido. Determine la masa de 0,8 eq-g de metal.

a) 9 g b) 7,2 g c) 8,2 g
d) 12 g e) 10,3 g

47. Para reducir 1,8 gramos de un óxido metálico, se consumieron 1 008 mL de hidrógeno medidos a condiciones normales. Calcular la masa equivalente del correspondiente óxido metálico.

a) 24 b) 40 c) 32,2
d) 16,2 e) 20

48. Al reaccionar 4,8 gramos de cierta sustancia con 14,6 gramos de cloruro de hidrógeno, se formaron 19 gramos de la corrrespondiente sal. Calcular la masa equivalente de dicha sal
Dato: m.A. [Cl=35,5]

a) 79 b) 58,4 c) 35,5
d) 47,5 e) 43,2

49. Disolviendo 1,6 gramos de un metal en ácido clorhídrico diluido se desprende 0,896 litros de hidrógeno gaseoso a condiciones normales. Calcular la masa equivalente del correpondiente cloruro metálico.

a) 20 b) 55,5 c) 35,5
d) 69,5 e) 45

50. Disolviendo 1,83 gramos de un metal en ácido sulfúrico se obtienen 4,56 gramos del correspondiente sulfato metálico. Calcular la masa equivalente del metal.
Dato: m.A. [S=32]

a) 32,2 b) 28 c) 24,3
d) 46 e) 20

51. Por tratamiento de 5,64 gramos de un nitrato metálico con ácido sulfúrico, se obtuvieron 4,8 gramos del correspondiente sulfato metálico. Calcular la masa equivalente del correpondiente metal.
Dato: m.A. [S=32]

a) 32 b) 28 c) 24,3
d) 46 e) 20

52. Un gramo de cierto metal se combina con 8,89 gramos de Br_2. Hallar la masa equivalente del correspondiente sulfuro metálico.
Dato: m.A. [Br=80]

a) 20 b) 25 c) 34
d) 29 e) 33

53. Cierta cantidad de metal cuya masa equivalente es 27,9 g/eq-g, desplaza del HCl, 700 mililitros de hidrógeno en condiciones normales. Determine ¿qué masa de metal reaccionó?

a) 1,74 g b) 1,12 c) 2,34
d) 0,89 e) 2,12

54. Una misma cantidad de metal se combina con 0,2 gramos de oxígeno y con 3,17 gramos de uno de los halógenos. Determine la masa equivalente del halógeno.

a) 35,5 b) 80 c) 126,8
d) 19 e) 100

55. La masa de l litro de oxígeno es igual 1,4 gramos. ¿Cuántos litros de oxígeno se consumen durante la combustión de 21 gramos de magnesio?
Dato: m.A. [Mg = 24]

a) 1 L b) 10 L c) 15 L
d) 13 e) 8

56. Un metal forma dos óxidos. Durante la formación del primer óxido para una determinada cantidad de metal se invirtió el doble de la cantidad de oxígeno que durante la formación del segundo óxido. ¿Cuál es la relación de los grados de oxidación del metal?

a) 1 b) 1/4 c) 1/2
d) 2/3 e) 1/3

57. Los ácidos sulfúrico y fosfórico tienen los mismos pesos moleculares. ¿Cuál es la relación de masas de estos ácidos consumidos para neutralizar una misma cantidad de NaOH, sabiendo que se forma respectivamente sulfato de sodio y dihidrógenofosfato de sodio.
Dato: m.A. [S=32, Na=23]

a) 1 b) 1/2 c) 1/3
d) 3/2 e) 2/3

58. Hallar la masa equivalente del fosfato de potasio, sabiendo que, al reaccionar con el ácido clorhídrico, produce hidrógenofosfato de potasio.
Dato: m.A. [K=39, P =31]

a) 106 b) 53 c) 212
d) 70,6 e) 123

59. Durante la oxidación de 5 gramos de metal se forman 13,89 gramos del correspondiente sulfuro. Determine la masa de 200 miliequivalentes-gramos del metal.

a) 9 g b) 0,9 g c) 4,5 g
d) 1,8 g e) 2,2 g

60. ¿Cuántos equivalentes gramo existen en 800g $CaCO_3$?

a) 16 b) 18 c) 17
d) 19 e) 15

Claves

01.	e
02.	e
03.	b
04.	e
05.	e
06.	c
07.	d
08.	c
09.	b
10.	b
11.	b
12.	c
13.	a
14.	d
15.	a
16.	a
17.	b
18.	b
19.	c
20.	e
21.	e
22.	b
23.	d
24.	c
25.	b
26.	e
27.	b
28.	b
29.	b
30.	e

31.	b
32.	b
33.	a
34.	b
35.	a
36.	e
37.	c
38.	d
39.	b
40.	c
41.	d
42.	c
43.	b
44.	c
45.	a
46.	b
47.	e
48.	d
49.	b
50.	a
51.	a
52.	b
53.	a
54.	c
55.	b
56.	c
57.	b
58.	c
59.	d
60.	a

Capítulo

22

SOLUCIONES I

ROBERT BROWN (1773 - 1858)

Botánico escocés nacido en Montrose. A él debemos el término "núcleo celular". Impulsó el avance de la taxonomía vegetal.

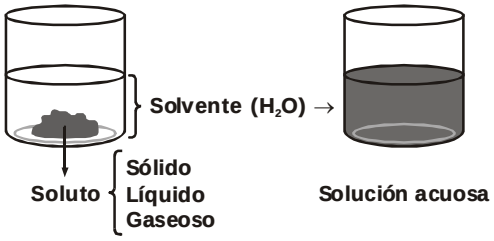
Haciendo uso de un microscopio, puso de manifiesto la naturaleza desordenada de los movimientos de las partículas en suspensión en un medio líquido (granos de polen en agua). No pudo dar una explicación satisfactoria para el movimiento browniano.

Las ***soluciones***, son mezclas homogéneas de sustancias en iguales o distintos estados de agregación. La concentración de una solución constituye una de sus principales características. Muchas propiedades de las soluciones dependen exclusivamente de la concentración. Su estudio resulta de interés tanto para la física como para la química. Algunos ejemplos de soluciones son: *agua salada, el aire, las gaseosas,* y todas sus propiedades tales como: color, sabor, densidad, punto de fusión y ebullición dependen de las proporciones de sus componentes.

La sustancia presente en mayor cantidad suele recibir el nombre de *solvente*, y es el medio de dispersión de la otra sustancia que se encuentra en menor cantidad, a quien se le suele llamar *soluto* y es la sustancia dispersa (esta clasificación es un tanto arbitraria).

Es la mezcla homogénea de dos o más sustancias. Se denomina disolución a la que presenta únicamente dos componentes: soluto (fase dispersa) y ***solvente*** (fase dispersante).

- ***Soluto***.- Es el componente que se encuentra generalmente en menor proporción y puede ser sólido, líquido o gaseoso.
- ***Solvente***.- Es el componente que se encuentra generalmente en mayor proporción y en la mayoría de los casos es el agua (solución acuosa).

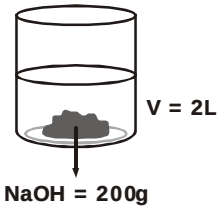


Concentración

Se define como el peso de soluto disuelto en un determinado volumen de solución.

$$C = \frac{W \rightarrow \text{Peso soluto}}{V \rightarrow \text{Volumen de solución}}$$

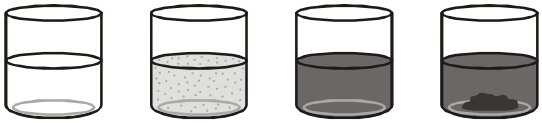
Ejemplo:



$$C = \frac{200g}{2L} = 100\ g/L$$

Significa que 100g de NaOH se encuentran disueltos en 1 litro de solución.

* ***Nota***: De acuerdo a la cantidad de soluto, una solución se clasifica en:



Unidades químicas de concentración

1. ***Molaridad (M)***

La molaridad expresa la concentración del número de moles (n) de soluto por cada litro de solución.

$$M = \frac{n_{Soluto}}{V_{(litro)}}$$

Ejemplo:

Se han disuelto 196g de ácido sulfúrico en 0,5 litros de solución. ¿Cuál es la molaridad de la solución?

Datos:
$H_2SO_4 = 98$
$V = 0,5$ litros
Peso de ácido: 196g

$$C = \frac{196g}{0,5L} \times \frac{1mol}{98g} = 4\ mol/L = 4M$$

2. **Normalidad (N)**

La normalidad expresa el número de equivalente gramo (#Eq - g) de soluto presente en un litro de solución.

$$N = \frac{\#\,Eq - g\ soluto}{V_{(litro)}}$$

PROPIEDADES GENERALES DE LAS SOLUCIONES

Una solución verdadera es aquella en la que las partículas del soluto disuelto son de tamaño molecular o iónico, generalmente en el intervalo de 0,1 a 1nm (10^{-8} a 10^{-7} cm). Las propiedades de una solución verdadera son las siguientes:

1. Presentan una sola fase. Es decir, son mezclas homogéneas de dos o más componentes: soluto y solvente.
2. Su composición es variable.
3. Las partículas de soluto tienen tamaño iónico o molecular. Por lo tanto, son indistinguibles de las moléculas del solvente.
4. Pueden ser coloreadas o incoloras, pero generalmente son transparentes.
5. El soluto permanece distribuido uniformemente en toda la solución y no sedimenta con el transcurso del tiempo.
6. Generalmente se puede separar el soluto del solvente sólo con medios físicos (por ejemplo, por evaporación, destilación).
7. Sus componentes o fases no pueden separarse por filtración.
8. Cuando se añade un soluto a un solvente, se alteran algunas propiedades físicas del solvente. Al aumentar la cantidad del soluto, sube el punto de ebullición y desciende el punto de solidificación. Así, para evitar la congelación del agua utilizada en la refrigeración de los motores de los automóviles, se le añade un anticongelante (soluto). Pero cuando se añade un soluto, se rebaja la presión de vapor del solvente.
9. Otra propiedad destacable de una solución es su capacidad para ejercer una presión osmótica. Si separamos dos soluciones de concentraciones diferentes por una membrana semipermeable (una membrana que permite el paso de las moléculas del solvente; pero impide el paso de las del soluto), las moléculas del solvente pasarán de la solución menos concentrada a la solución de mayor concentración, haciendo a esta última más diluida.

PROBLEMAS PROPUESTOS

VERDADERO - FALSO. Califique cada uno de los siguientes enunciados como falso (F) o verdadero (V), según corresponda:

01. La molaridad y la molalidad son independientes de la temperatura. ( )

02. Conocida la molaridad se puede hallar la molalidad. ( )

03. Conocida la solubilidad se puede establecer la composición en masa de cualquier solución. ( )

04. Los aerosoles son dispersiones coloidales de líquidos o sólidos en un gas. ( )

05. La solubilidad de los gases en líquidos aumenta con la disminución de la temperatura. ( )

06. Los coloides se diferencian de las soluciones por el efecto Tyndall. ( )

07. La normalidad de una solución es independiente de la reacción en la que se utiliza la solución. ( )

08. Cuáles no representan soluciones:
I. Agua azucarada.
II. Agua y aceite.
III. Agua de mar.
IV. Leche agria.

a) I b) II c) II y III
d) II y IV e) III y IV

09. Determinar el número de moles de soluto presentes en 2 litros de solución de H_2SO_4 2M.

a) 1 b) 2 c) 4
d) 16 e) 20

10. De acuerdo al tipo de solución, ¿cuál tendrá menor cantidad de soluto?

a) Sobresaturada b) Concentrada
c) Saturada d) Diluída
e) Sostenida

11. ¿Cuántas moles de soluto habrá en 10 litros de solución 2,7M de HCl?

a) 0,27 b) 27 c) 10
d) 2,7 e) 16

12. ¿Qué peso de soluto hay en 10 litros de solución de NaOH 0,1 M? ($\overline{M}$ = 40)

a) 5 g b) 10 g c) 15 g
d) 20 g e) 40 g

13. ¿Qué peso de hidróxido de calcio ($Ca(OH)_2$) se tendrá en 300ml de solución 0,2M? P.A. (Ca = 40, O = 16)

a) 4,44 g b) 8,88 g c) 7,26 g
d) 6,72 g e) 9,73 g

14. Respecto a las disoluciones, indicar verdadero (V) o falso (F):
I. Son mezclas heterogéneas.
II. Por lo general el soluto es más abundante que el solvente.
III. Pueden contener uno o más solutos.

a) VVV b) FFF c) VVF
d) FFV e) FVF

15. Se mezclan 300g de agua con 200g de sulfato férrico. Determinar el porcentaje en peso del soluto en la solución.

a) 10% b) 20% c) 40%
d) 66% e) 80%

16. Determinar la concentración molar de una solución que contiene 146g de HCl ($\overline{M}$ = 36,5) en un volumen de solución de 2 litros.

a) 0,25 M b) 0,5 M c) 1 M
d) 2 M e) 4 M

17. Hallar la molaridad de una solución, si 34g de NH_3 ($\overline{M}$ = 17) se disuelve en agua hasta alcanzar un volumen de 250ml.

a) 2 M b) 4 M c) 8 M
d) 7 M e) 12 M

18. Respecto a las soluciones, indique verdadero (V) o falso (F):
I. Son mezclas homogéneas.
II. Son sistemas monofásicos.
III. Contienen 2 o más solventes.
IV. El soluto define el estado físico de la solución.

a) VVFV b) FVFV c) FFVV
d) FVVF e) VVFF

19. Determinar la concentración molar de una solución de H_2SO_4 al 49% en peso de soluto que representa una densidad de 1,1 g/ml. ($\overline{M}$ = 98)

a) 2 M b) 5,5 M c) 4,9 M
d) 9,8 M e) 11 M

20. Hallar la concentración molar de una solución de $Mg(OH)_2$, al 42% en peso de agua cuya densidad es 0,75 g/cm^3.
P.A. (Mg = 24, O = 16)

a) 2 M b) 5,5 M c) 7,5 M
d) 8 M e) 9,5 M

21. Determinar el número de equivalentes de soluto presentes en 3 litros de solución 5N de KOH.

a) 1,3 b) 3 c) 5
d) 15 e) 25

22. Determinar la normalidad de una solución de H_2S que tiene una concentración 3M.

a) 3 N b) 1,5 N c) 2 N
d) 6 N e) 8 N

23. ¿Qué peso de soluto hay en 5 litros de solución de NaOH 2N? ($\overline{M}$ = 40)

a) 200 g b) 300 g c) 400 g
d) 600 g e) 800 g

24. Hallar la normalidad de una solución 5000 cm^3 que contiene 310g de H_2CO_3.
($\overline{M}$ = 62)

a) 1 b) 2 c) 3
d) 4 e) 5

25. De las siguientes afirmaciones respecto a las soluciones, indicar verdadero (V) o falso (F):
* Es un sistema físico de una sola fase cuyas propiedades químicas dependen del componente soluto.
* Su preparación exige similitud en propiedades de soluto y solvente.
* Se denomina acuosa cuando el soluto corresponde al agua.
* En una solución KI ocurre solvatación iónica.

a) VFVF b) VVFV c) FFFV
d) FFVV e) VFFV

26. Determinar la normalidad de una solución de H_2SO_4 al 51% en peso de agua, si su densidad es 1,4 g/cm^3.
($\overline{M}$ = 98)

a) 7 N b) 14 N c) 28 N
d) 21 N e) 3,5 N

27. Determinar la molaridad de una solución de NaOH al 20% P/V. P.A. (Na = 23)

a) 2 M b) 4 M c) 5 M
d) 8 M e) 10 M

28. ¿Qué peso de agua hay en 10 litros de una solución de $CaCO_3$ 6N, cuya densidad es 0,78g/cm^3?
P.A. (Ca = 40, C = 12, O = 16)

a) 3000 g b) 4800 g c) 2750 g
d) 800 g e) 9600 g

29. Se tiene NaOH 8M cuya densidad es igual a 1,04g/cm^3. Determinar la fracción molar del soluto en la solución. P.A. (Na = 23)

a) 2/3 b) 1/6 c) 1/3
d) 5/6 e) 4/13

30. ¿Cuál es la molaridad de una solución de K_2SO_4 al 10%, cuya densidad es 1,08 g/mL?
m.A. [K = 39, S = 32]

a) 0,29 M b) 0,39 M c) 0,62 M
d) 0,58 M e) 0,26 M

31. ¿Cuántas moles de H_3PO_4 hay en 60 mL de solución 4 N?

a) Más de 1 mol.
b) Entre 0,8 y 1 mol.
c) Entre 0,6 y 0,8 mol.
d) Entre 0,5 y 0,1 mol.
e) Entre 0,05 y 0,10 mol.

32. Calcule la concentración en tanto por ciento de sulfato de cobre de una disolución obtenida por disolución de 50 g de $CuSO_4.5H_2O$ en 200 g de solución al 4% de sulfato de cobre. P.A. (Cu = 63,5; S = 32)

a) 12% b) 13,6% c) 16%
d) 18% e) 20%

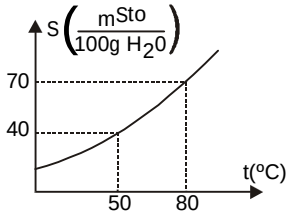
33. Uno de los siguientes no representa una solución:

a) Acero.
b) Bronce.
c) Latón.
d) Amalgama.
e) Agua destilada.

34. Si la $S^{20^oC}_{NaCl} = 36$. ¿Cuántos gramos de sal se disuelven en 300g de agua?

a) 72g b) 108g c) 180g
d) 90g e) 45g

35. De acuerdo al siguiente gráfico. ¿Cuántos gramos de "x" no se disuelve por 100g de solvente, si la temperatura desciende de 80ºC a 50ºC.



a) 30 b) 40 c) 70
d) 110 e) 35

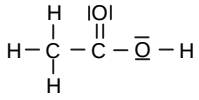
36. Hallar la normalidad de una solución de sulfato de magnesio centimolar.

a) 2 b) 0,2 c) 0,1
d) 0,02 e) 0,01

37. ¿Cuántos gramos de NH_4Br son necesarios para preparar 2 litros de solución 0,1M dedicha sal?(Br=80, N=14, H=1)

a) 18,2 b) 19,6 c) 17,1
d) 15,4 e) 16,2

38. Indicar la normalidad de una solución de ácido acético 5M.
Ácido acético :



a) 5 N b) 10 N c) 15 N
d) 20 N e) 25 N

39. ¿Cuál es la molaridad de una solución preparada disolviendo 16,0 gramos de $BaCl_2$ en agua suficiente para obtener 0,45L de solución? MA(Ba)=137,2 MA(Cl)=35,5

a) 0,245 b) 0,126 c) 0,171
d) 0,281 e) 0,347

40. ¿Cuál es la molaridad de una solución que contiene $10{,}239x10^{24}$ moléculas de HNO_3 y que ocupa un volumen de 200 CC?

a) 7,5 b) 2,7 c)9,4
d)10,5 e) 8,5

41. Determine la normalidad de 220g de ácido sulfúrico H_2SO_4 en 5000 CC de solución.

a) 1,8 b) 2,2 c) 4,5
d) 0,9 e) 6,1

42. Determine el número de equivalentes - gramo de soluto en 100mL de solución de $BaCl_2$ 1,25M.

a) 0,25 b) 0,26 c) 0,13
d) 0,46 e) 0,92

43. Una muestra de KI de 0,8L tiene 84 mg de KI. Calcule la molaridad de KI MA(K)=39 MA(I)=127.

a) 0,06 b) 0,05 c) 0,0005
d) 0,006 e) 0,0006

44. Determinar la molaridad de una solución de H_2SO_4 al 40% en masa, cuya densidad es 1,2 g/cc.

a) 4,9 M b) 2,5 M c) 3,8 M
d) 5,0 M e) 2,4 M

45. A partir de 200g de una solución al 50% en peso de ácido sulfúrico se eliminaron por evaporación 50g de agua. Hallar el porcentaje en peso de ácido en la solución restante

a) 28,39 b) 46,72 c) 50,22
d) 52,31 e) 66,67

46. Se tiene 42g de $MgCl_2$ disueltos en 1kg de H_2O. Si la densidad de la solución es 1,042 g/ml, determinar la normalidad de la solución formada (Mg=24; Cl=35,5)

a) 0,73 b) 0,62 c) 0,88
d) 0,43 e) 0,82

47. Una solución pesa 200g y tiene densidad 1,5 g/ml. Hallar la moralidad sabiendo que se encuentran distribuidos 35,7 g de KBr en dicha solución (K=39, Br=80)

a) 1,3 b) 0,56 c) 0,3
d) 3,57 e) 2,25

48. Calcule la cantidad en gramos de agua que se debe agregar a 95g de una solución al 24,8% en peso de $MgCl_2$ para obtener una solución al 12,4% en peso.

a) 95 b) 80 c) 72
d) 23 e) 105

49. Se desea obtener 600 mL de solución HNO_3 0,7M a partir de un solución a que contiene 0,5 mol/L de HNO_3 y otra solución B con 0,8 mol/L de HNO_3. ¿Qué volumen se tomó de A y de B, respectivamente?

a) 200 y 400 b) 100 y 500
c) 150 y 450 d) 300 y 300
e) 210 y 390

50. Determinar la normalidad de la solución de HNO_3 producida al diluir 22,5 mL de HNO_3 16N con agua a un volumen de 60mL

a) 3 b) 4 c) 5
d) 6 e) 7

51. ¿Cuánto es el peso en gramos de una solución de $HClO_4$ al 20% en peso, que se debe agregar a 400g de otra solución de $HClO_4$ al 70% en peso para obtener una solución al 40% en peso?

a) 350 b) 600 c) 400
d) 250 e) 700

52. Se mezclan 3L de H_2SO_4, que tiene una concentración de 49% en peso y densidad 1,2 g/ml con 7 L de H_2SO_4 4M. Hallar la molaridad de la mezcla resultante.

a) 3,0 b)7,2 c) 3,4
d) 5,2 e) 4,6

53. Calcular la cantidad de KOH que se necesita para preparar 4 litros de una solución 0,2 M.
m.A. [K = 39].

a) 22,4 g b) 56 g c) 44,8 g
d) 20 g e) 5 g

54. La cantidad en gramos de $Ca(OH)_2$ necesarios para preparar 0,5 litros de una solución 0,2 M es:
m.A. [Ca = 40]

a) 37 g b) 17,8 g c) 7,4 g
d) 74 g e) 10 g

55. ¿Cuántas moles de H_2SO_4 hay en 60 mL de solución 2M?

a) Más de un mol.
b) Entre 0,8 y 1 mol.
c) Entre 0,6 y 0,8 moles.
d) Entre 0,5 y 0,1 moles.
e) Entre 1,1 y 1,2 moles.

56. Hallar el número de moléculas que existen en 500 mL de una solución 0,12 M de ácido sulfúrico.

a) 6.10^{23} b) 17.10^{23} c) $0,36.10^{22}$
d) $3,6.10^{23}$ e) $0,36.10^{23}$

57. ¿Cuántos gramos de H_2SO_4 hay en 100 mililitros de solución 36 N?
m.A.[S=32]

a) 352,8 g b) 35,28 g c) 176,4 g
d) 3,6 g e) 3528 g

58. Determinar la normalidad de una solución de $Al_2(SO_4)_3$, 0,12 M.

a) 0,72 N b) 0,02 N c) 0,04 N
d) 0,06 N e) 0,36 N

59. La concentración promedio de los iones de sodio Na^+ en el suero sanguíneo humano es de unos 3,4 g/l, ¿cuál es la molaridad de Na^+?

a) 0,135 M b) 0,147 M c) 0,752 M
d) 0,245 M e) 0,057 M

60. Un 90% de las personas en las que un análisis de sangre arroja una concentración de etanol (C_2H_5OH) de 0,003 g/ml presentan signos de intoxicación. La concentración peligrosa se estima en 0,007 g/ml de sangre. ¿Cuál es el volumen de whisky de 40% de C_2H_5OH en volumen que corresponde a la diferencia entre la dosis de intoxicación y la dosis peligrosa, para una persona cuyo volumen de sangre sea de 7 litros? Considere que todo el alcohol pasa directamente a la sangre.
Densidad (C_2H_5OH) = 0,8 g/mL.

a) 80 mL b) 75,2 mL c) 87,5 mL
d) 100 mL e) 52,7 mL

Claves

01.	F
02.	F
03.	V
04.	V
05.	V
06.	V
07.	F
08.	d
09.	c
10.	d
11.	b
12.	e
13.	a
14.	c
15.	c
16.	c
17.	c
18.	e
19.	b
20.	c
21.	d
22.	d
23.	c
24.	b
25.	e
26.	b
27.	a
28.	b
29.	e
30.	c

31.	c
32.	e
33.	e
34.	b
35.	c
36.	d
37.	b
38.	a
39.	c
40.	e
41.	a
42.	a
43.	e
44.	a
45.	e
46.	d
47.	e
48.	a
49.	a
50.	d
51.	b
52.	e
53.	c
54.	c
55.	d
56.	e
57.	c
58.	a
59.	b
60.	c

Capítulo

23

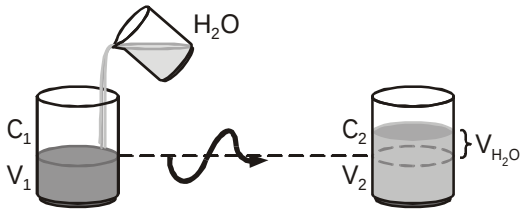
SOLUCIONES II

En el mundo natural, la materia usualmente se encuentra en forma de mezclas; casi todos los gases, líquidos y sólidos de los cuales esta formado el mundo son mezclas de dos o más sustancias juntas, mezcladas de forma física y no químicamente combinadas. Existen dos tipos de mezclas, las sintéticas como el vidrio o el jabón, que contienen pocos componentes y las naturales como el agua de mar o el suelo que son complejas ya que contienen más de 50 sustancias diferentes. Las mezclas vivientes son más complejas aún, la mezcla más maravillosa es la célula, una bacteria sencilla contiene más de 5000 compuestos diferentes, todos en armonía formando un sistema altamente organizado que sostiene a la vida.

Las mezclas pueden presentarse de forma tal que cada una de sus fases sea observable, ya sea a nivel macro o micro; o bien que los componentes se intercalen entre sí a nivel molecular y, por lo tanto, no son observables con ningún instrumento; a esta mezcla se le conoce como solución. Aunque usualmente se considera que las soluciones son líquidos, pueden existir en los tres estados físicos, un ejemplo es el aire, otro la saliva y otro más la cera. Las soluciones en agua, llamadas soluciones acuosas, son particularmente importantes en química y comprenden en biología la mayor parte del ambiente de todos los organismos vivos.

Dilusión

Consiste en disminuir la concentración de una solución agregando mayor cantidad de solvente (agua).



$$\mathbf{C_1V_1 = C_2V_2} \qquad V_{H_2O} = V_2 - V_1$$

Mezcla de soluciones

Cuando se unen dos soluciones del mismo soluto pero diferente concentración se cumple:

$$\mathbf{C_F} = \frac{C_1 \times V_1 + C_2 \times V_2}{V_1 + V_2}$$

La siguiente tabla resume las unidades de concentración comúnmente usadas:

UNIDADES DE CONCENTRACIÓN NOTABLES.

EVALUACIONES	*SÍMBOLO*	*DEFINICIÓN*
Porcentaje en masa	%m/m	$\frac{\text{Masa de soluto}}{\text{Masa de solución}} \times 100$
Partes por millón	ppm	$\frac{\text{Masa de soluto}}{\text{Masa de solución}} \times 1000\,000$
Porcentaje en masa / volumen	%m/v	$\frac{\text{Masa de soluto}}{\text{mL de solución}} \times 100$
Porcentaje en volumen	%v/v	$\frac{\text{mL de soluto}}{\text{mL de solución}} \times 100$
Molaridad	M	$\frac{\text{Moles de soluto}}{\text{L de solución}}$
Normalidad	N	$\frac{\text{Equivalentes de soluto}}{\text{L de solución}}$
Molalidad	m	$\frac{\text{Moles de soluto}}{\text{kg de solvente}}$

PROBLEMAS PROPUESTOS

01. ¿Cuántas moles de $MgSO_4$ hay en 60 mL de solución 20 M?

a) 120 b) 1200 c) 12
d) 1,2 e) 0,012

02. Hallar la normalidad de una solución de H_3PO_4 1,7 M.

a) 1,7 N b) 3,4 N c) 5,1 N
d) 6,8 N e) 2,4 N

03. ¿Qué peso de soluto hay en 3 litros de H_2S 2 M? P.A. (S = 32)

a) 204 g b) 102 g c) 306 g
d) 229 g e) 312 g

04. Se ha disuelto 400 g de soda (NaOH) en agua, formando 2 litros de solución. Halle su concentración molar ($\overline{M}$ = 40).

a) 15 b) 10 c) 5
d) 2,5 e) 4

05. La densidad de una solución de H_2CO_3 al 20% en peso, es 1,6 g/cm^3. Su molaridad es: ($\overline{M}$ = 62).

a) 5,1 b) 2,6 c) 10,2
d) 7,8 e) 4,72

06. ¿Cuál es la normalidad de una solución que tiene 196 g de H_2SO_4 en 750 cm^3 de solución? (S = 32)

a) 1 b) 2,3 c) 3,5
d) 5,3 e) 2,6

07. Se tienen 2 litros de solución 5 M. Si se le agregan 3 litros de agua, determinar la concentración final de la solución.

a) 1 M b) 2 M c) 3 M
d) 4 M e) 6 M

08. Determinar el volumen de agua que se debe agregar a 5 litros de solución de NaOH 4 M para diluirlo hasta 2 M. ($\overline{M}$ = 40)

a) 3 L b) 5 L c) 10 L
d) 15 L e) 20 L

09. Hallar el volumen de agua que se debe agregar a 10 litros de solución H_2SO_4 4 M, para diluirla hasta 1 M.

a) 5 L b) 10 L c) 20 L
d) 40 L e) 30 L

10. Se dispone de un cilindro de 50 l lleno con ácido nítrico 1,1 molar. ¿Cuántas botellas de 500 mL se puede preparar con ácido nítrico 0,1 molar?

a) 1000 b) 1100 c) 1200
d) 110 e) 1300

11. Se ha de preparar 250 mL de una solución 2,5 M de NaOH diluyendo a una solución 6 M de la misma base. ¿Qué volumen de éste último se requiere?

a) 201 mL b) 96 mL c) 104 mL
d) 67 mL e) 160 mL

12. ¿Cuál será la normalidad de una solución formada al mezclar 50 mL de una solución 0,4 M de NaOH con 80 mL de solución 0,7 N de la misma base?

a) 0,52 N b) 0,61 c) 0,58
d) 0,45 e) 0,71

13. ¿Qué volúmenes habremos de emplear de dos soluciones de HCl cuyas molaridades son 12 y 6 respectivamente, para obtener 6 L de HCl 10 M?

a) 1 L, 12 M y 5 L, 6 M
b) 2 L, 12 M y 4 L, 6 M
c) 3 L, 12 M y 3 L, 6 M
d) 4 L, 12 M y 2 L, 6 M
e) 5 L, 12 M y 1 L, 6 M

14. ¿Qué volumen de HCl 12 M y 3 M se deben mezclar para dar 1 L de solución de HCl 6 M?

a) y b) y c) y
d) y e)

15. Si disponemos de KOH 0,15 M y 0,25 M. ¿En qué proporción debemos mezclar estas dos soluciones para preparar KOH 0,17 M?

a) 4 V de 0,15; 1 V de 0,25
b) 2 V de 0,25; 1 V de 0,15
c) 3 V de 0,15; 2 V de 0,25
d) 3 V de 0,15; 2 V de 0,25
e) 1 V de 0,15; 4 V de 0,25

16. Si se mezclan 2 L de una solución de HCl 1,5 M con 3 L de otra solución del mismo soluto pero 3,5 M. ¿Cuál será la molaridad resultante?

a) 2,2 b) 2,7 c) 3,1
d) 3 e) 2,5

17. ¿Qué volumen de solución de ácido sulfúrico N/3 debe mezclarse con otra solución del mismo que sea N/5 para obtener 6 L de solución N/4 de ácido sulfúrico?

a) 1,25 L b) 3,15 L c) 2,25 L
d) 1,75 L e) 4,35 L

18. Se forma una solución con 3 l de HCl 2 N y 2 l de HCl 1,5 N. Si a la solución formada se le agrega 5 l de agua, ¿cuál será la normalidad de la nueva solución?

a) 1,75 N b) 6 N c) 3 N
d) 0,9 N e) 2,5 N

19. Si se mezcla 12 l de HNO_3 8 M con 16 l del mismo ácido 4 N, luego se agrega 4 l de agua. Calcule la normalidad de la solución resultante.

a) 2 N b) 3 N c) 5 N
d) 6 N e) 4 N

20. ¿Qué masa de una disolución de cloruro de sodio al 20% en peso es necesario añadir a 40 ml de agua para obtener una solución al 6% de la sal?

a) 17,1 g b) 34,2 g c) 15 g
d) 25,1 g e) 8,5 g

21. ¿Qué volumen de una disolución al 9,3% en peso de H_2SO_4 (D = 1,05 g/mL) se necesitará para preparar 40 ml de una solución ácida 0,35 M?

a) 10 mL b) 12 mL c) 14 mL
d) 20 mL e) 15 mL

22. En un cilindro de 50 L se vierten 10 L de $CaCl_2$ 12M, también se agregan 20 L de solución diluida de $CaCl_2$ 2M; terminando de llenarla con agua. ¿Cuál es la normalidad resultante?

a) 6,4 N b) 5,8 N c) 3,1 N
d) 4,6 N e) 8 N

23. Se tiene una solución 3 normal de H_2CO_3, la cual se requiere aumentar su concentración hasta 5 normal. Para eso en 1 l de solución es necesario:

a) Disolver 1 mol más de H_2CO_3.
b) Evaporar 400 g de H_2O.
c) Aumentar 31 g de H_2CO_3.
d) Disolver 1/2 mol de soluto.
e) Evaporar 500 cc de solvente.

24. Se tiene 500 ml de una solución de H_2SO_4 2 N. Se agrega 300 ml de agua y se arroja la mitad de la solución. Luego se agrega 600 ml de agua. ¿Cuál es la molaridad de la solución final?

a) 0,5 b) 0,25 c) 0,125
d) 0,75 e) 1,25

25. Se mezcla una solución de ácido fosfórico al 10% en agua (d = 1,078 g/mL) con una solución 5,1 N del mismo ácido en la proporción de 1:2 en volumen. Calcule la molaridad de la mezcla resultante.
P.A. (P = 31; O = 16; H = 1)

a) 1,7 M b) 1,1 M c) 2,8 M
d) 1,5 M e) 4,4 M

26. ¿Qué volumen de alcohol etílico al 80% en volumen se puede preparar a partir de 200mL de C_2H_5OH puro?

a) 50 mL b) 112,5 mL c) 250 mL
d) 312,5 mL e) 105 mL

27. El HCl concentrado contiene 1mol de HCl disuelto en 3,31 moles de agua. ¿Cuál es la fracción molar del HCl en el ácido clorhídrico concentrado?

a) 0,46 b) 0,62 c) 0,69
d) 0,16 e) 0,23

28. Hallar la molalidad de una solución que contiene 400 g de NaOH en 10,000 cm^3 de solución.

a) 2 b) 1 c) 4
d) 6 e) 5

29. Se tiene una solución de $Al_2(SO_4)_3$ 0,8 molar, indicar el valor de la normalidad.

a) 5,4 b) 4,8 c) 3,6
d) 7,9 e) 10,2

30. Se agregan 300 mL de agua a 600 mL de una solución de H_3PO_4 0,15M. Calcular la normalidad de la solución resultante.

a) 0,3 b) 1,3 c) 2,4
d) 3,3 e) 2,3

31. Calcular la molaridad de la disolución que resulta al mezclar lentamente con agitación constante 10mL de ácido sulfúrico $H_2SO_{4(ac)}$ 36N con 90mL de agua. Asumir que no ocurre contracción de volumen.

a) 1,8 b) 93,6 c) 4,9
d) 9,8 e) 10,2

32. El 400 ml de H_2SO_4 6M se le adiciona 500mL de agua. Determine la normalidad de la nueva solución.

a) 4,22 b) 6,18 c) 7,22
d) 4,82 e) 5,33

33. ¿Cuál será la molaridad que resulte de mezclar 25ml de HNO_3 0,6M con 75 mL de H_2O?

a) 0,32 b) 0,25 c) 0,15
d) 0,30 e) 0,45

34. ¿Cuál será la molaridad que resulte de mezclar 100mL de H_2SO_4 1,2M con 0,9L de H_2O?

a) 0,12 b) 0,26 c) 0,32
d) 0,15 e) 0,5

35. ¿Cuál será la molaridad que resulte de mezclar 250 mL de HCl 5M con 1200mL de H_2O ?

a) 0,43 b) 0,27 c) 0,91
d) 0,82 e) 0,86

36. ¿Cuál será la molaridad que resulte de mezclar 200mL de NaOH 12M con 0,6L de H_2O

a) 1,05 b) 2 c) 4,5
d) 3 e) 3,5

37. ¿Cuántos mililitros de agua se debe agregar a una solución de HCl 2M y 2,4 L para rebajar su concentración a 0,5M?

a) 2500mL b) 4800mL c) 7200mL
d) 8100mL e) 2750mL

38. ¿Que masa de agua deberá agregarse a 0,6L de una solución de NaCl al 40% ($\rho_{sol} = 1{,}5g/mL$) para obtener una solución de NaCl al 10%?

a) 2,7 kg b) 1,52 kg c) 3,49 kg
d) 4,51 kg e) 2,95 kg

39. Qué cantidad de solución de soda caústica de 2N, se deberá agregar a 200 ml de solución de ácido sulfhídrico 4N, para neutralizarlo.

a) 0,4 L b) 8,4 L c) 2,4 L
d) 4,8 L e) 4,2 L

40. Para neutralizar una disolución que contiene 2,25g de ácido se necesitan 25mL de disolución 1M de alcali dibásico. Determinar la masa equivalente del ácido.

a) 45 b) 48 c) 90
d) 96 e) 71

41. La fermentación de la glucosa pura $C_6H_{12}O_6$ conduce a la formación de 2 moléculas de etanol y 2 de dióxido de carbono por cada molécula de glucosa. Si el rendimiento de la reacción es del 85% ¿cuántos gramos de glucosa serán necesarios para producir 250mL de solución de Etanol 1,4M?

$$C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2C_2H_5OH + 2CO_2$$

a) 42 g b) 60 g c) 30 g
d) 37 g e) 29 g

42. ¿Qué volumen, en litros de H_2SO_4 2M es necesario para disolver el 50% de 20g de Zinc?

$$Zn_{(s)} + H_2SO_{4(ac)} \rightarrow ZnSO_{4(ac)} + H_{2(g)}$$

Masas atómicas:
$Zn = 65{,}4$, $H = 1$, $S = 32$, $O = 16$

a) 0,0765 b) 0,1524 c) 0,6542
d) 1,5291 e) 6,5402

43. ¿Cuántos gramos de Zinc reaccionarán con 100ml de H_2SO_4 0,50M?

$$Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2$$

a) 3,27 g b) 2,37 g c) 7,23 g
d) 7,32 g e) 5,27 g

44. El nitrato de plomo, en solución acuosa, reacciona con el cloruro de potasio, también en solución, según se indica en la siguiente ecuación:

$$Pb(NO_3)_{2(ac)} + 2KCl_{(ac)} \rightarrow PbCl_{2(s)} + 2KNO_{3(ac)}$$

¿Qué volumen, en mL, de nitrato de plomo 1M requiere para que reaccione completamente con 10mL de KCl 2M?

a) 2,5 b) 5,0 c) 7,5
d) 10,0 e) 12,5

45. Determinar el volumen de hidrógeno que se libera a condiciones normales, cuando reacciona el aluminio con 20 mL de HCl 0,3N de acuerdo a:

$$Al + HCl \rightarrow AlCl_3 + H_2$$

a) 0,0448 L b) 0,0224 L c) 0,224 L
d) 0,0672 L e) 0,1344 L

46. Si se añade 3 litros de H_2O a 2 litros de HCl 1,5 M. Hallar la normalidad de la solución resultante.

a) 1,8 b) 4,2 c) 0,6
d) 3,7 e) 5,0

47. ¿Qué volúmenes se debe emplear de 2 soluciones de HCl cuyas molaridades son 12 M y 6 M respectivamente para obtener 6 litros de HCl 10 M?

a) 1 L 12 M y 5 L 6 M
b) 2 L 12 M y 4 L 6 M
c) 3 L 12 M y 3 L 6 M
d) 4 L 12 M y 2 L 6 M
e) 5 L 12 M y 1 L 6 M

48. Se disuelve 200 milimoles de cloruro de hidrógeno para 500 mL de solución. Si se toma 100 mililitros de ésta solución y se duplica su volumen por un proceso de dilución. ¿Cuál será la molaridad de la solución final?

a) 0,1 M b) 0,2 M c) 0,3 M
d) 0,4 M e) 0,45 M

49. Si se añade 3 L de HCl 6M a 2L de HCl 1,5M. Hallar la normalidad resultante, considerando que el volumen final es 5L.

a) 1,8 b) 3,9 c) 3,7
d) 4,2 e) 5,0

50. ¿Qué normalidad tendrá una solución de dicromato de potasio, $K_2Cr_2O_7$, si 25 mL de ella reaccionan exactamente con 50 mL de una solución de sulfato ferroso, $FeSO_4$ y, a su vez, 50mL de esta última reacciona exactamente con 12,5 mL de una solución de permanganato de potasio, $KMnO_4$, 0,1N? Considerar que todas las reacciones se efectúan en medio ácido.

a) 0,05 N b) 0,10 c) 0,15
d) 0,20 e) 0,25

51. Describa cómo preparar 50 gramos de solución al 12 % en masa de $BaCl_2$, a partir de $BaCl_2.2H_2O$ y agua pura.
m. A. [Ba= 137,3; Cl =35,5]

a) Se disuelve 10 gramos de $BaCl_2.2H_2O$ en 40 gramos de H_2O .
b) Se disuelve 16 gramos de $BaCl_2.2H_2O$ en 34 gramos de H_2O.
c) Se disuelve 7 gramos de $BaCl_2.2H_2O$ en 43 gramos de H_2O.
d) Se disuelve 117 gramos de $BaCl_2.2H_2O$ en 430 gramos de H_2O.
e) Se disuelve 6 gramos de $BaCl_2.2H_2O$ en 44 gramos de H_2O.

52. ¿Qué proposición es falsa respecto a la solubilidad?

a) La solubilidad de los sólidos generalmente aumenta con la temperatura.
b) La solubilidad de los gases en el agua es directamente proporcional a la presión que ejerce el gas sobre la superficie del líquido.
c) La solubilidad de los gases en el agua caliente es mayor que en agua fria.
d) Las solubilidades de las sustancias estan determinadas por las interacciones moleculares solvente-soluto.
e) Normalmente las sustancias polares se disuelven en disolventes polares.

53. Si se extraen 20 mL de una solución de ácido sulfúrico, entonces:

a) Disminuye la concentración por los 20 mL extraídos.
b) Aumenta la concentración de la solución en el recipiente.
c) La concentración permance constante independiente del volumen extraído.
d) Todas las afirmaciones son falsas.
e) Al disminuir la masa del soluto, disminuye la concentración de este en la solución.

54. Mediante la titulación, se determina:

a) La concentración de una solución conocida, a partir de otra solución de concentración desconocida.
b) El volumen de la solución conocida a partir de otro volumen de solución desconocida.
c) Los reactantes de las soluciones y sus productos respectivos.
d) La concentración de una solución desconocida, mediante otra solución de concentración conocida.
e) El número de oxidación de soluto en la solución.

55. Si se mezclan 0,5 litros de HNO_3 1 N; 1 litro de HNO_3 0,5 N y finalmente 2 litros de HNO_3 1,5 N, se tiene lo siguiente:

a) La concentración final de la mezcla es mayor de 1,5 N.
b) La concentración final de la mezcla es menor de 0,5 N.
c) La concentración final de la mezcla es 0,5 N.
d) La concentración final de la mezcla es un valor entre 0,5 N y 1,5 N.
e) La concentración final es 0,114 N.

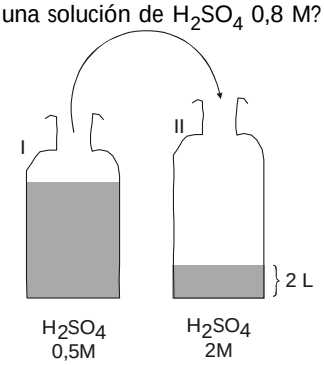
56. Se considera al agua como solvente universal:

a) Porque es la sustancia más abundante de la naturaleza y de bajo costo.
b) Debido a que forma enlaces puente de hidrógeno y es líquido a 25°C.
c) Debido a su bajo costo.
d) Porque es la sustancia más abundante de la naturaleza y debido a su baja polaridad disuelve en mayor o menor grado a la mayoría de compuestos químicos.
e) Porque es la sustancia más abundante de la naturaleza y debido a su polaridad disuelve en mayor o menor grado a la mayoría de compuestos químicos.

57. ¿Cuál será la normalidad de una solución formada al mezclar 52 mL de solución 0,35M de NaOH con 78 mL de solución 0,56M de la misma base?

a) 0,4 b) 0,476 c) 0,387
d) 0,502 e) 0,746

58. ¿Cuántos litros de la solución del frasco I, se deben agregar a 2 litros de la solución del frasco II, para obtener una solución de H_2SO_4 0,8 M?



a) 8 b) 7 c) 6
d) 5 e) 4

59. Se mezclan 100 mL de H_2SO_4 0,1M con 100 mL de NaOH 0,2 M. Determine la molaridad de la solución de sulfato de sodio formado suponiendo volumen aditivo.

a) 0,05 M b) 0,01 M c) 0,1 M
d) 0,1 M e) 0,015 M

60. ¿Qué volumen de solución 0,2 N de álcali se necesitará para sedimentar en forma de $Fe(OH)_3$ todo el hierro contenido en 100 mL de $FeCl_3$ 0,5N?
$FeCl_3 + NaOH \Rightarrow Fe(OH)_3 + NaCl$

a) 125 mL b) 150 mL c) 175 mL
d) 250 mL e) 300 mL

Claves

01.	d
02.	c
03.	a
04.	c
05.	a
06.	d
07.	b
08.	b
09.	e
10.	a
11.	c
12.	c
13.	d
14.	d
15.	a
16.	b
17.	c
18.	d
19.	c
20.	a
21.	c
22.	a
23.	
24.	c
25.	e
26.	c
27.	e
28.	b
29.	b
30.	a

31.	a
32.	e
33.	c
34.	a
35.	e
36.	d
37.	c
38.	a
39.	a
40.	a
41.	d
42.	a
43.	a
44.	d
45.	d
46.	c
47.	d
48.	b
49.	d
50.	a
51.	c
52.	c
53.	c
54.	d
55.	d
56.	e
57.	b
58.	a
59.	a
60.	d

Capítulo

24 REPASO BIMESTRAL

Identifique a qué tipo pertenece cada una de las siguientes ecuaciones:

01. $CaCl_{2(aq)} + Na_2CO_{3(aq)} \rightarrow CaCO_{3(s)} + 2NaCl_{(aq)}$

02. $2NaHCO_{3(s)} + calor \rightarrow Na_2CO_{3(s)} + H_2O_{(v)} + CO_{2(g)}$

03. $2HCl + Ba(OH)_{2(aq)} \rightarrow BaCl_{(aq)} + 2H_2O_{(\ell)}$

04. $H_{2(g)} + I_{2(v)} \rightarrow 2HI_{(g)}$

05. $3Ag_{(s)} + 4HNO_{3(aq)} \rightarrow 3AgNO_{3(aq)} + NO_{(g)} + 2H_2O_{(\ell)} + calor$

06. $C_6H_{12}O_{6(aq)} \xrightarrow{\text{zimasa}} 2C_2H_5OH_{(aq)} + 2CO_{2(g)}$

07. $MgCl_{2(aq)} + K_2CO_{3(aq)} \rightarrow MgCO_{3(s)} + 2KCl_{(aq)}$

08. $(NH_4)_2CO_{3(s)} + calor \rightarrow 2NH_{3(g)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(\ell)}$

09. $2Al_{(s)} + 3Cl_{(g)} \rightarrow 2AlCl_{3(s)}$

10. $Ca_3(PO_4)_{2(s)} + 3H_2SO_{4(aq)} + 6H_2O_{(\ell)} \rightarrow 2H_3PO_{4(\ell)} + 3(CaSO_4\,2H_2O)_{(s)}$

Balanceaar por el método del cambio de estado de oxidación:

11. $KMnO_4 + HCl \rightarrow MnCl_2 + KCl + Cl_2 + H_2O$

12. $Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$

13. $Na_2TeO_3 + NaI + HCl \rightarrow NaCl + H_2O + Te + I_2$

14. $KMnO_4 + H_2SO_4 + H_2O_2 \rightarrow K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O + O_2$

15. $Na_2Cr_2O_7 + BaCl_2 + H_2SO_4 \rightarrow Cl_2 + Na_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + BaSO_4 + H_2O$

16. $Zn + NaNO_3 + NaOH \rightarrow Na_2ZnO_2 + NH_3 + H_2O$

17. $KMnO_4 + BiBr_3 + H_2SO_4 \rightarrow Br_2 + MnSO_4 + Bi_2(SO_4)$

18. $Sn(MnO_4)_4 + CsBr + H_3PO_4 \rightarrow Mn_3(PO_4)_2 + Sn_3(PO_4)_4 + Br_2 + Cs_3PO_4 + H_2O$

19. $CrI_3 + Cl_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaIO_4 + NaCl + H_2O$

20. $SrCl_2 + KMnO_4 + H_3PO_4 \rightarrow Sr_3(PO_4)_2 + K_3PO_4 + Cl_2 + Mn_3(PO_4)_2 + H_2O$

21. Marque según sea el caso verdadero o falso acerca de la reacciones químicas:
( ) Una reacción de neutralización ácido–base es una reacción redox.
( ) La reacción entre un metal del grupo IA con el oxígeno es una reacción de descomposición.
( ) En las reacciones de desplazamiento simple hay transferencia de electrones.

a) VFV b) FFV c) FFF
d) VVF e) FVF

22. ¿Cuáles de las siguientes proposiciones son correctas?
I. Una reacción exotérmica es aquella donde se libera energía en forma de calor a los alrededores.
II. Una reacción química puede llevarse a cabo con mayor rapidez utilizando catalizadores.
III. Las reacciones de desproporción se dan sólo en compuestos iónicos.

a) I y III b) II y III c) Sólo III
d) I y II e) I, II y III

23. ¿Cuál(es) de los siguientes procesos 0indica(n) la ocurrencia de la reacción química?
I. Agregar vinagre a una cáscara de huevo.
II. Fusión de una mezcla de bronce y acero.
III. Funcionamiento de la batería de un automóvil.
IV. Condensación de vapor de agua.
V. Calentamiento de una cinta de magnesio en presencia de aire.
VI. Oxidación de un clavo.

a) II, III, IV
b) III y IV
c) Todos excepto II y IV
d) I, III, IV
e) IV y II

24. Una reacción química donde una sola sustancia altera su composición interna para formar otras dos puede denominarse.

a) De adición b) De síntesis
c) Descomposición d) Desproporción
e) e + d

25. Cuando una sustancia altera su estado de agregación (estado físico) al absorber una determinada cantidad de calor, sin cambiar su constitución más interna, se dice que ha ocurrido :

a) Un cambio físico y no una reacción
b) Una reacción de combustión
c) Una reacción endotérmica
d) Una reacción edergónica
e) Una reacción rédox

26. Cuando el ácido sulfhídrico $H_2S_{(ac)}$ se pone en contacto con el óxido de sodio sólido (Na_2O), es posible que ocurra lo siguiente :
I. Un cambio químico.
II. Una reacción de metátesis.
III. La formación de una base.
IV. Una reacción de neutralización ácido-base.
V. La formación de una sal haloidea.

a) Todas
b) I, II, III
c) Todas excepto III
d) Sólo II
e) I, II, IV

27. Al reaccionar el ácido perclórico por desplazamiento simple con el cobre metálico, la sustancia que se forme será posiblemente el :

a) Perclorato de cobre (III)
b) Clorato cúprico
c) Clorato cuproso
d) Cloruro de cobre (II)
e) Perclorato cuproso

28. Cuando dos soluciones acuosas que contienen sales solubles se ponen en contacto, se produce la formación de un sólido blando que no es soluble en el agua (solvente), entonces se dice que ha ocurrido :

a) Una reacción de precipitación
b) Una reacción rédox
c) Una reacción catalizadora
d) Una reacción de metátesis
e) Más de una es correcta

29. Considerar las siguientes reacciones químicas :

I. $3C\ell_2 + 6NaOH \rightarrow NaC\ell O_3 + 3H_2O$

II. $2Na_2O \rightarrow 3Br_2 + 3H_2O$

III. $5HBr + HBrO_3 \rightarrow 3Br_2 + 3H_2O$

En base a sus conocimientos ¿cuál(es) de ellas es (son) conocida(s) como reacción(es) de desproporción o dismutación?

a) I, II b) II, III c) Todas
d) Sólo I e) Sólo III

30. Relacionar las reacciones que se muestran con la columna de la derecha, según su clasificación.

I. $CaCO_3 \rightarrow CO_2 + CaO$

II. $P_4 \rightarrow PO_4^{-3} + PH_3$

III. $LiC\ell + AgNO_2 \rightarrow AgC\ell + LiNO_2$

IV. $Cu + O_2 \rightarrow Cu_2O$

V. $KOH + HI \rightarrow KI + H_2O$

A. Neutralización
B. Descomposición
C. Dismutación
D. Metátesis
E. Rédox
F. Desplazamiento simple

a) IB, IIC, IIID, IVE, VA
b) IC, IIB, IIID, IVF, VA
c) IF, IIE, IIIA, IVB, VA
a) IB, IIC, IIIA, IVE, VD
b) IB, IIC, IIIF, IVE, VD

31. Si se tienen $n+1$ moles de NH_3, con cuánto de N_2 se contaba si reacciona con H_2.

$$1N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$$

a) $2(n+1)$ moles b) $\frac{n+1}{4}$

c) $\frac{n+1}{2}$ d) $\frac{n+1}{3}$

e) $3(n+1)$

32. Hallar las moles de CO_2 en combustión completa de 3 moles de propano.

$$C_3H_8 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

a) 1 b) 3 c) 5
d) 7 e) 9

33. Determinar las moles de hidrógeno que se forma por la reacción de 24 moles de ácido clorhídrico (HCl), según :

$$A\ell + HC\ell \rightarrow A\ell C\ell_3 + H_2$$

a) 6 moles b) 12 moles c) 15 moles
d) 18 moles e) 24 moles

34. ¿Qué masa de Fe_2O_3 debe reaccionar con una cantidad suficiente de agua para producir 21,4 g de hidróxido correspondiente? P.A. (Fe) = 56.

$$Fe_2O_3 + H_2O \rightarrow Fe(OH)_2$$

a) 10 g b) 21 c) 19
d) 16 e) 7,25

35. ¿Cuántos kg de $CO_{(g)}$ se producirá por tonelada de "C" que contiene 90% de carbón?

$$C_{(S)} + H_2O \rightarrow CO_{(g)} + H_{2(g)}$$

a) 1100 kg b) 2100 c) 2030
d) 1003 e) 4030

36. ¿Cuántos moles de amoniaco se producirán por 6 moles de nitrógeno según : $H_2 + N_2 \rightarrow NH_3$?

a) 2 mol b) 4 c) 6
d) 10 e) 12

37. Hallar las moles que se forma de CO_2 en la combustión de 10 moles de metano de acuerdo:

$$CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

a) 2 b) 4 c) 6
d) 8 e) 10

38. Hallar las moles de O_2 que se producen por la disociación de 6 moles de $KClO_{3(s)}$ según :

$$KC\ell O_{3(s)} \rightarrow KC\ell_{(s)} + O_{2(g)}$$

a) 3 moles b) 6 c) 4
d) 9 e) 12

39. Para la reacción de Haber :

$$H_2 + H_2 \rightarrow NH_3$$

¿Cuántas moles de amoniaco se obtienen si reacciona 4 moles de nitrógeno con hidrógeno suficiente?

a) 4 mol b) 6 c) 7
d) 10 e) 8

40. El tetracloruro de silicio se produce conforme a la reacción siguiente:

$$2C\ell_2 + C + SiO_2 \rightarrow C\ell_4Si + CO$$

¿Qué cantidad de silice se consume cuando se producen 56g de CO?

a) 2 mol b) 1 c) 1/4
d) 1/3 e) 3/2

41. Determinar el peso equivalente del gas cloro (Cl_2). P.A. : Cl 35,5.

a) 35,5 b) 71 c) 142
d) 213 e) 17,75

42. Hallar el peso equivalente del óxido de fierro III. P.A. Fe = 56; O = 16.

a) $56,\hat{3}$ b) $26,\hat{6}$ c) $40,\hat{2}$
d) $58,\hat{3}$ e) $28,\hat{6}$

43. ¿Cuál será el peso equivalente del fosfato de calcio $Ca_3(PO_4)_2$

a) 50 b) $51,\hat{6}$ c) 52
d) 53 e) 54

44. ¿Cuánto pesa 8 equivalentes de ácido nítrico (HNO_3)?

a) 630 g b) 638 c) 504
d) 1260 e) 1,2

45. El elemento L forma el óxido L_2O_3 1. Hallar el peso equivalente de L, si 27 gramos de este elemento genera 51 gramos de óxido.

a) 3 b) 6 c) 9
d) 12 e) 15

46. Si 12 gramos de A reacciona con 4 gramos de oxígeno. Indicar el peso equivalente de A.

a) 12 b) 8 c) 4
d) 24 e) 16

47. Hallar el peso equivalente del H_3PO_2 ($\overline{M} = 66$) 1. en la siguiente reacción ácido- base :

$$H_3PO_2 + 2KOH \rightarrow K_2HPO_2 + 2H_2O$$

a) 66 b) 33 c) 11
d) 22 e) 77

48. Si la masa molecular de M_2O_x 1. es 138, además su peso equivalente es 23. Hallar el valor de x.

a) 1 b) 2 c) 3
d) 4 e) 5

49. Se tiene la siguiente reacción :

$$Fe(OH)_2 + HI \rightarrow FeI(OH) + H_2O$$

Hallar el peso equivalente del hidróxido de hierro (II). Datos : Fe = 56, (OH = 17).

a) 74 b) 90 c) 92
d) 36 e) 40

50. Hallar el número de equivalente-gramo contenido en 240 gramos de ácido carbónico : H_2CO_3. Datos : H = 1, C = 12, O = 16.

a) 0,62 b) 1,5 c) 5,2
d) 7,7 e) 9,3

51. ¿Cuál de los siguientes presenta una solución?

a) Gráfito b) Diamante
c) Ozono d) Ácido muriático
e) Agua pesada

52. ¿Cuáles son los componentes del agua regia?

a) $HC\ell$ y H_2O b) H_2SO_4 y H_2O
c) HNO_2 y H_2O d) HNO_3 y $HC\ell$
e) HNO_3 y H_2SO_4

53. Se disuelven 49 g de H_2SO_4 , formando 2l de solución. Calcule la concentración molar : P.A. H = 1 , S = 32 ; O = 16. P.A. Fe = 56 ; O = 16.

a) 2 b) 0,2 c) 0,26
d) 0,25 e) 3

54. ¿Cuántos gramos de hidróxido de sodio (NaOH) existen en 2l de solución cáustica 0,5 molar.
P.A. Na = 23 ; H = 1, O = 16.

a) 80 g b) 40 c) 20
d) 30 e) 10

55. Hallar el peso de ácido sulfúrico que se tendrá en 200 cm^3 de solución 4M.
(P.A. : H = 1, S = 32; O = 16).

a) 21,6 b) 78,4 c) 61,4
d) 39,2 e) 32,4

56. Hallar la normalidad de una solución de ácido sulfúrico 2M.

a) 1N b) 2 c) 3
d) 4 e) 5

57. Se agrega agua a una solución de HCl 1,5M que ocupa 80 ml, hasta que la molaridad final sea 0,5M. Hallar el peso del agua.

a) 200 g b) 160 c) 140
d) 120 e) 100

58. A 80 mLde solución 36N ácido sulfúrico se agregó 120 mL de agua, indicar la molaridad de una nueva solución.

a) 5,8 M b) 6,5 c) 7,2
d) 8,2 e) 9,6

59. ¿Cuántos mililitros de agua se agrega a 200 ml de solución 5M de H_3PO_4 para que sea 3 normal?

a) 400 ml b) 500 c) 600
d) 700 e) 800

60. ¿Cuántos gramos de agua se debe agregar a una solución de ácido clorhídrico 2M, y volumen de 1,2 l para rebajar su concentración a 0,75 M

a) 1 kg b) 2 c) 3
d) 4 e) 5

Claves

01.	*
02.	*
03.	*
04.	*
05.	*
06.	*
07.	*
08.	*
09.	*
10.	*
11.	*
12.	*
13.	*
14.	*
15.	*
16.	*
17.	*
18.	*
19.	*
20.	*
21.	b
22.	d
23.	c
24.	c
25.	a
26.	c
27.	e
28.	e
29.	a
30.	a

31.	c
32.	e
33.	d
34.	c
35.	b
36.	e
37.	e
38.	d
39.	e
40.	b
41.	a
42.	b
43.	b
44.	c
45.	c
46.	d
47.	b
48.	c
49.	b
50.	d
51.	d
52.	d
53.	d
54.	b
55.	b
56.	d
57.	b
58.	c
59.	e
60.	b

* Resolver

Capítulo

25 EQUILIBRIO QUÍMICO

Le Chatelier Henry (1850 - 1936)

Químico - físico francés, nacido en París, que elaboró un principio muy utilizado a pesar de su dudosa validez. El principio termodinámico que lleva su nombre fue su mayor aportación a la química.

Le Chatelier había recibido durante su juventud la influencia de su padre, ingeniero. En 1877, ingresó en la Escuela de Minas en calidad de profesor. Sus primeros trabajos abordaron el estudio del cemento. Estudió la estructura de las aleaciones, las llamas y la termometría.

Durante la década de 1880 a 1890, elaboró el denominado ***principio de Le Chatelier***: si las condiciones (presión, volumen o temperatura) de un sistema químico inicialmente en equilibrio cambian, entonces el equilibrio se desplazará, si es posible, en la dirección que tienda a anular la alteración producida.

Este principio, pronostica la dirección hacia la que se puede forzar un equilibrio químico. Para la industria, supuso la racionalización y economía de los procesos, pues al variar adecuadamente las condiciones elegidas, se conseguía aumentar sus rendimientos.

Toda reacción química ocurre a una determinada velocidad. Algunas son muy rápidas y otras son extremadamente lentas. La ***velocidad de una reacción*** describe la rapidez con que se consumen los reactivos o la rapidez con la que se forman los productos.

La ***cinética química*** es el área de la química que se encarga del estudio de las velocidades con las que ocurre una reacción química; los ***mecanismos de reacción,*** razonamientos especulativos, basados en hechos experimentales, que tratan de explicar cómo ocurre una reacción; y los factores que determinan la velocidad de reacción:

1. La naturaleza de los reactantes.
2. Las concentraciones de los reactivos.
3. La temperatura.
4. La presencia de un catalizador.

LA VELOCIDAD DE UNA REACCIÓN

Las velocidades de reacción química se suelen expresar determinando como varían las concentraciones de los reactantes o de los productos en determinados intervalos de tiempo.

Consideramos la reacción hipotética.

$$aA + bB \longrightarrow cC + dD$$

La velocidad a la cual procede la reacción se puede describir en términos de la velocidad de la cual desaparece un reactivo.

$$\text{Velocidad} = \frac{-\Delta[A]}{\Delta t} \quad \ldots\ldots\ldots (1)$$

O la velocidad a la cual aparece uno de los productos.

$$\text{Velocidad} = \frac{+\Delta[C]}{\Delta t} \quad \ldots\ldots\ldots (2)$$

Las concentraciones de los reactivos disminuyen a través del intervalo de tiempo (Δt).

$$\Delta[A] = [A]_{final} - [A]_{inicial} \quad \ldots\ldots (3)$$

$$[A]_{final} < [A]_{inicial} \quad \ldots\ldots\ldots\ldots (4)$$

Entonces la cantidad $\Delta[A]$ sería negativa. Como las velocidades de reacción son positivos, entonces, cuando se desee medir la velocidad de reacción usando reaccionantes, se le tiene que poner signo negativo, para que así, la velocidad resulte positiva.

Describiremos la velocidad de reacción sobre la base de que es la misma, independientemente del reactivo o producto que queremos medir. Por lo tanto, dividimos cada cambio por su coeficiente en la ecuación ajustada, así para la reacción hipotética:

$$aA + bB \longrightarrow cC + dD$$

$$\text{Velocidad de Reacción} = -\frac{1}{a}\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{b}\frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{c}\frac{\Delta[C]}{\Delta t} = \frac{1}{d}\frac{\Delta[D]}{\Delta t} \quad \text{..... (5)}$$

FACTORES QUE AFECTAN LA VELOCIDAD DE UNA REACCIÓN

NATURALEZA DE LOS REACTIVOS

El estado físico de los reactantes es importante en la determinación de la velocidad con la que ocurre una reacción. La gasolina líquida puede arder suavemente, pero los vapores de la gasolina pueden arder explosivamente.
La extensión de la subdivisión de sólidos y líquidos también es importante en la determinación de las velocidades de reacción. Por ejemplo, 10 gramos de una barra metálica de magnesio reacciona lentamente con el ácido clorhídrico diluido, 10 gramos de virutas de magnesio reacciona rápidamente con el ácido clorhídrico diluido, mientras que, 10 gramos de magnesio en polvo reacciona violentamente con el ácido clorhídrico diluido:

A mayor estado de subdivisión de los sólidos, se ofrece mayor área superficial para la reacción.

Otro factor que afecta las velocidades de reacción es la identidad química de los reactivos. Por ejemplo, el sodio metálico, que posee una baja energía de ionización, reacciona rápidamente con el agua a temperatura ambiente; el calcio metálico reacciona lentamente con agua a temperatura ambiente dado que posee una energía de ionización superior.

CONCENTRACIÓN DE LOS REACTIVOS

A mayor concentración de los reaccionantes, mayor es el número de choques moleculares de las moléculas reaccionantes y por tanto, mayor es la probabilidad de que estos choques sean eficaces, aumentado así la velocidad de reacción.

EFECTO DE LA TEMPERATURA

Al aumentar la temperatura, aumenta la energía cinética media de las moléculas reaccionantes, es decir, las moléculas tienen mayor contenido energético para poder superar la energía de activación, aumentando así la velocidad de reacción.

EFECTO DE LOS CATALIZADORES

Son especies químicas que aumentan la velocidad de reacción, en razón a que disminuyen la energía de activación, proporcionando mecanismos alternativos con menor energía de activación.
Las características de los catalizadores son:

* Los catalizadores sólo forman compuestos intermedios para ejercer la acción catalítica, por lo tanto no se consumen en el curso de la misma y se les puede recuperar finalizada la reacción.
* El catalizador no altera el equilibrio, pues aumenta por igual las velocidades de las reacciones directa e inversa.
* El catalizador permanece invariable al final de la reacción; en lo que respecta a su composición química, pues en su forma física puede variar.
* El catalizador no inicia una reacción, sólo aumenta la velocidad.
* La acción catalítica es específica y es ejercida sin violar las leyes de la estequiometría.
* Los catalizadores se utilizan en pequeñas cantidades, debido a que la acción catalítica es rápida.

Los catalizadores disminuyen la energía de activación. Ello significa, con la misma energía cinética promedio de las moléculas, una mayor fracción de moléculas ya tienen la suficiente energía para alcanzar el estado de transición, aumentando así la velocidad de reacción.
Los catalizadores llamados inhibidores, aumentan la energía de activación. Ello significa que una menor fracción de moléculas alcanzan el estado de transición en la misma unidad de tiempo, disminuyendo así la velocidad de reacción.

Los catalizadores no pueden disminuir la velocidad de reacción, por tanto, no existen catalizadores negativos.

EXPRESIÓN DE LA LEY DE LA VELOCIDAD

Anteriormente, se aprendió que la velocidad de una reacción es proporcional a la concentración de los reactivos. La ley de la velocidad expresa la relación de la velocidad de una reacción con la concentración. Para la reacción general:

$$aA + bB \longrightarrow cC + dD$$

La expresión de la ley de la velocidad tiene la forma: $\boldsymbol{velocidad = k[A]^x\,[B]^y}$,

Leyenda:

[A], [B]:	concentraciones molares de los reactivos (mol/L). Los sólidos y líquidos puros al tener concentración constante, no se consideran para esta ecuación.
x, y:	exponentes hallados experimentalmente. Pueden ser números enteros, cero o fraccionarios.
x:	orden de reacción respecto al reactivo A.
y:	orden de reacción respecto al reactivo B.
x+y:	orden global de reacción
k:	constante específica de velocidad. Sus unidades dependen de la expresión de la ley de velocidad.

Los siguientes son ejemplos de leyes de velocidad de reacción observadas experimentalmente:

$3NO_{(g)} \rightarrow N_2O_{(g)} + NO_{2(g)}$ velocidad = $k[NO]^2$

$2NO_{2(g)} + F_{2(g)} \rightarrow 2NO_2F_{(g)}$ velocidad = $k[NO_2][F_2]$

Nótese que el orden de reacción no coincide necesariamente con los coeficientes de la ecuación química balanceada.

Si la reacción es elemental, es decir, si ocurre en una sola etapa, los órdenes de reacción son los correspondientes coeficientes estequiométricos.

EQUILIBRIO QUÍMICO

El equilibrio se refiere a aquel estado de un sistema en el cual no se produce ningún cambio neto adicional. Cuando A y B reaccionan para formar C y D a la misma velocidad a la que C y D reaccionan para formar A y B, el sistema se encuentra en equilibrio.

La mayoría de las reacciones no llegan a completarse. Esto es, cuando se mezclan los reactivos en cantidades estequiométricas; no se convierten completamente en los productos. Las reacciones que no llegan a completarse y que tienen lugar en ambos sentidos se llaman reacciones reversibles.

Los equilibrios químicos son ***equilibrios dinámicos***, esto es, las moléculas individuales están reaccionando constantemente, aunque la composición y propiedades de la mezcla en equilibrio no cambia en el tiempo, mientras no actúe una fuerza externa que perturbe la condición de equilibrio.

Considere la siguiente ecuación hipotética reversible

$$\boldsymbol{A_{(g)} + B_{(g)} \rightleftarrows C_{(g)} + D_{(g)}}$$

Esta ecuación puede leerse en ambos sentidos, hacia adelante y hacia atrás. Si ***A*** y ***B*** se mezclan, reaccionarán para formar ***C*** y ***D***. Por otra parte, una parte de ***C*** y ***D***, reaccionarán para formar ***A*** y ***B***.

Supongamos que colocamos una mezcla de ***A*** y ***B*** en un recipiente. Reaccionarán para formar ***C*** y ***D*** y sus concentraciones disminuirán gradualmente a medida que ocurre la reacción hacia la derecha.

Al comienzo del experimento, no puede ocurrir la reacción inversa puesto que ***C*** y ***D*** no se han formado. Tan pronto como la reacción haya comenzado produce alguna cantidad de ***C*** y ***D*** y comienza la reacción inversa. La reacción inversa comienza lentamente (puesto que la concentración de ***C*** y ***D*** es baja) y aumenta gradualmente.

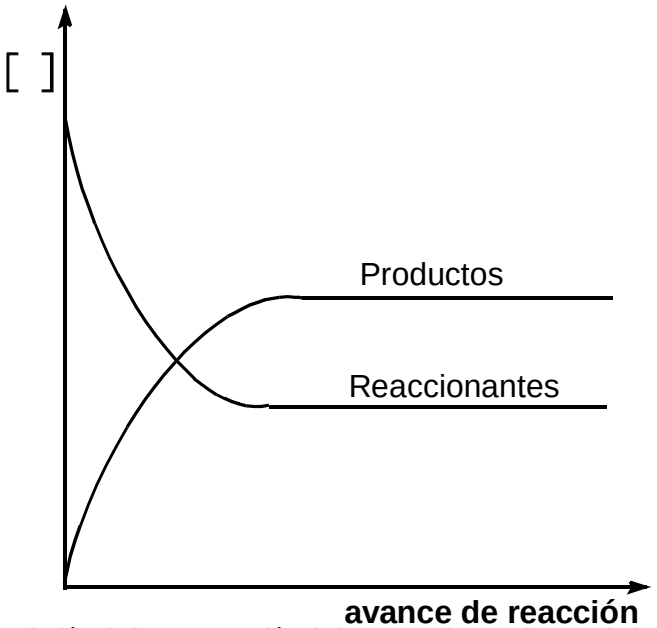


Figura: Variación de la concentración de las sustancias en el curso de la reacción.

LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO

En una reacción química reversible en equilibrio, las concentraciones de reactivos y productos son constantes; esto es, no varían. Las velocidades de las reacciones directa e inversa son constantes e iguales. Las velocidades de las reacciones directa e inversa son constantes, y se puede escribir una expresión como la constante de equilibrio, que relaciona a los productos con los reactivos. Para la reacción general:

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$$

Aplicando la ley de acción de masas, se establece:

$$V_{directa} = k_d [A]^a[B]^b \qquad (1)$$

$$V_{directa} = k_i [C]^c[D]^d \qquad (2)$$

Como en el equilibrio las velocidades de reacción directa e inversa se igualan, tenemos:

$$V_{directa} = V_{inversa}$$

$$k_d [A]^a[B]^b = k_i [C]^c[D]^d$$

a temperatura constante, se define a la constante de equilibrio como:

$$K_{eq} = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

siendo K_{eq} o K_c la constante de equilibrio en función de concentraciones molares. Las cantidades en corchetes son las concentraciones de cada sustancia en moles por litro. Los exponentes ***a, b, c*** y ***d*** son los coeficientes de las sustancias en la ecuación balanceada. Las unidades de K_{eq} no son las mismas para todas las reacciones de equilibrio y generalmente se omiten. Obsérvese que se eleva la concentración de cada sustancia a una potencia igual al coeficiente estequiométrico, deducido de la ecuación balanceada.

Cuando algún reactivo y/o producto de una ecuación química es gas, podemos formular la expresión de equilibrio en términos de presiones parciales, en vez de concentraciones molares. En este caso, la constante de equilibrio se denota como K_p. Para la reacción general.

$$aA_{(g)} + bB_{(g)} \rightleftharpoons cC_{(g)} + dD_{(g)}$$

$$K_p = \frac{(P_C)^c \times (P_D)^d}{(P_A)^a \times (P_B)^b}$$

donde P_i es la presión parcial del componente "i" en equilibrio. Por lo general, los valores de K_c y K_p son diferentes. Por ello, es importante indicar cuál de ellas estamos usando por medio de los subíndices.
La expresión general que relaciona K_p y K_c es:

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$$

Δn : es la diferencia de coeficientes de productos y reaccionantes. Numéricamente es igual al número de moles de productos gaseosos menos el número de moles de reactivos gaseosos. De la reacción general:

$$\Delta n = (c + d) - (a + b)$$

R: constante universal de los gases ideales.
T: temperatura absoluta (K)
Por ejemplo, para la reacción en equilibrio:

$$1N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$$

$$\Delta n = 2-(1+3) = -2$$

$$K_p = K_c(RT)^{-2}$$

PRINCIPIO DE LE CHATELIER

El químico francés Henri Le Chatelier (1850-1936) enunció, en 1888, una generalización sencilla, pero de grandes alcances, acerca del comportamiento de los sistemas en equilibrio. Esta generalización, que se conoce como Principio de Le Chatelier, dice: ***"Si se aplica un activante a un sistema en equilibrio, el sistema responderá de tal modo que se contrarreste la activación y se restaure el equilibrio bajo un nuevo conjunto de condiciones"***. La aplicación del Principio de Le Chatelier nos ayuda a predecir el efecto de las condiciones variables sobre las reacciones químicas. Examinaremos los efectos de cambios de concentración, temperatura y presión.

PROBLEMAS PROPUESTOS

01. Considerar la reacción:

$$2\,A_{(g)} + B_{(g)} \rightleftarrows C_{(g)} + 2D_{(g)}$$

La expresión correcta de la constante de equilibrio es:

a) $\frac{[C][D]}{[A][B]}$ b) $\frac{[C][D]^2}{[A]^2[B]}$ c) $\frac{[D]^2}{[A]^2[B]}$

d) $\frac{[C]+[D]^2}{[A]^2+[B]}$ e) $\frac{[A]^2[B]}{[D]}$

02. En una reacción del tipo:

$$\boldsymbol{A_{(g)} + B_{(s)} \rightleftarrows 2C_{(g)}}$$

se encuentran en equilibrio 3,0 moles de ***C***, 1,0 mol de ***A*** y 2,0 moles de ***B*** en un recipiente de 0,50 litros. ¿Cuál es el valor de K_c ?

a) 9,0 b) 4,5 c) 0,67
d) 6,0 e) 18

03. ¿Qué ecuación química presenta la constante de equilibrio adimensional?

a) $CO_{(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftarrows COCl_{2(g)}$
b) $N_{2(g)} + H_{2(g)} \rightleftarrows NH_{3(g)}$
c) $C_{(s)} + O_{2(g)} \rightleftarrows CO_{2(g)}$
d) $KClO_{3(s)} \rightleftarrows KCl_{(s)} + O_{2(g)}$
e) $CO_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftarrows CO_{2(g)}$

04. La velocidad de la reacción química aumenta cuando:

a) Disminuye la temperatura.
b) Disminuye la concentración.
c) Se deja de agitar.
d) Aumenta la temperatura.
e) Se enfría.

05. En la siguiente reacción:

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \Leftrightarrow 2NH_{3(g)}$$

Indicar la constante de equilibrio correcta.

a) $\frac{[N_2]^2}{[NH_3]^3[H_2]}$ b) $\frac{[NH_3]^2}{[N_2].[H_2]^3}$

c) $\frac{[NH_3]^3}{[N_2]^2.[H_2]}$ d) $\frac{[NH_3]}{[N_2].[H_2]^2}$

e) $\frac{[N_2]^2}{[NH_3].[H_2]^2}$

06. En un experimento a 25°C para la reacción:

$$N_2O_{4(g)} \rightleftarrows 2NO_{2(g)}$$

Las concentraciones en equilibrio fueron respectivamente 0,60 M y $1{,}5.10^{-3}$ M. Calcular la constante de equilibrio Kc.

a) $3{,}75.10^{-6}$ b) $2{,}5.10^{-3}$
c) $4{,}17.10^{-3}$ d) $2{,}25.10^{-6}$
e) $2{,}25.10^{-8}$

07. La velocidad de reacción varía con una serie de factores.
I. Aumenta, cuando aumenta la temperatura.
II. Aumenta, cuando se aumenta la concentración de las sustancias reaccionantes.
III. Disminuye, si se adiciona un catalizador.
Indicar las proposiciones correctas, respecto a la velocidad de reacción:

a) Sólo I b) II y III c) I y III
d) I y II e) Sólo II

08. Para la reacción:

$$CaCO_{3(s)} \rightleftarrows CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

La expresión correcta para la constante de equilibrio es:

a) $K_c = [CaO] + [CO_2] / [CaCO_3]$
b) $K_c = [CO_2]$
c) $K_c = [CO_2]^2$
d) $K_c = [CaCO_3]\,[CaO]\,[CO_2]$
e) $K_c = [CO_2][CaO]$

09. Por la reacción:

$$N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftarrows 2NO_{(g)}$$

Las afirmación correcta corresponde a:

a) $K_p = K_c$ b) $K_c > K_p$ c) $K_p = 2K_c$
d) $K_p \neq K_c$ e) $K_p = 2K_c$

10. A una temperatura determinada, la constante de equilibrio es 5,0 para la reacción:

$$CO_{(g)} + H_2O_{(g)} \rightleftarrows CO_{2(g)} + H_{2(g)}$$

El análisis químico del equilibrio muestra la presencia de 0,90 mol de CO, 0,25 moles de H_2O y 0,5 mol de H_2 en 5 L. Los moles de CO_2 en el equilibrio son:

a) 2,25 b) 1,00 c) 0,50
d) 0,25 e) 0,30

11. A 450°C, las presiones parciales de H_2; I_2 y HI en equilibrio, son respectivamente: 0,1 atm; 0,1 atm y 0,8 atm. Hallar la constante K_p del proceso:

$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftarrows 2HI_{(s)}$$

a) 0,64 b) 2,0 c) 32,25
d) 64,0 e) 60,0

12. A cierta temperatura, la constante de disociación del $HI_{(g)}$ es $6,25.10^{-2}$. Hallar el porcentaje de HI que disocia a esta temperatura.

$$2HI_{(g)} \rightleftarrows H_{2(g)} + I_{2\,(g)}$$

a) 33% b) 67% c) 50%
d) 75% e) 25%

13. Sea la siguiente reacción de síntesis del amoníaco:

$$1\ N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)} \rightleftarrows 2\ NH_{3(g)} + 22\ Kcal$$

Si ha alcanzado el equilibrio, las concentraciones son: $[N_2] = 3$ M, $[H_2] = 9$ M y $[NH_3] = 4$ M. Determine Kc y la concentración inicial de N_2.

a) $7,3.10^{-3}$ M $^{-2}$ y 5 M
b) $7,3.10^{-3}$ M $^{-2}$ y 3 M
c) $7,3.10^{3}$ M $^{-2}$ y 2 M
d) $7,3.10^{-3}$ M^2 y 6 M
e) $7,3.10^{-3}$ M^{-2} y 15 M

14. La constante de equilibrio de la reacción:

$$FeO_{(s)} + CO_{(g)} \rightleftarrows Fe_{(s)} + CO_{2\,(g)}$$

es 0,5 . Hallar las concentraciones de [CO] y $[CO_2]$ establecido el equilibrio, si las concentraciones iniciales de estas sustancias constituían:
$[CO]_o = 0,05$ M y $[CO_2]_o = 0,01$ M

	$[CO]$	$[CO_2]$
a)	0,02 M	0,04 M
b)	0,04	0,04
c)	0,03	0,04
d)	0,04	0,02
e)	0,04	0,002

15. Sea la reacción de síntesis de HBr:

$$H_{2\,(g)} + Br_{2\,(g)} \rightleftarrows 2\ HBr_{(g)} \quad Kc=1$$

Determine el porcentaje en volumen del H_2 en la mezcla en equilibrio sabiendo que la mezcla inicial tiene 2 moles de H_2 y 2 mol Br_2

a) 29,6% b) 61,4% c) 20,8%
d) 40% e) 33,3%

16. Después de mezclar los gases A y B, se establece el siguiente equilibrio.

$$A_{(g)} + B_{(g)} \rightleftarrows C_{(g)} + D_{(g)} \quad K_c = 4.10^{-2}$$

Equil: ? ? 0,05M 0,02M

Determine las concentraciones iniciales de ***A*** y ***B*** respectivamente.

a) 0,22 M y 0,67 M b) 0,67 M y 0,22 M
c) 0,22 M y 0,07 M d) 0,22 M y 0,16 M
e) 0,07 M y 2,91 M

17. Para la reacción reversible: $A + B \rightleftarrows AB$ en el equilibrio, las concentraciones molares de A, B y AB son 0,5; 0,5 y 1,0 respectivamente. El valor de la constante de equilibrio K_c , será:

a) 0,25 b) 1,0 c) 2,0
d) 4,0 e) 0,5

18. Para determinar la constante de equilibrio del yoduro de hidrógeno gaseoso a 425°C, se mezclan yodo gaseoso e hidrógeno, obteniéndose las condiciones iniciales (antes de la reacción) y finales en equilibrio (después de la reacción) que se indican en la siguiente tabla:

Mezcla inicial			Mezcla Final en Equilibrio		
Concentraciones en milimoles/litro			Concentraciones en milimoles/litro		
$[I_2]$	$[H_2]$	[HI]	$[I_2]$	$[H_2]$	[HI]
7,5098	11,3367	0	0,7378	4,5847	13,544

¿Cuál es el valor de la constante de equilibrio?

a) 54,4 b) 5,4 c) $\frac{1}{5,4}$

d) $\frac{1}{54,4}$ e) 0

19. Se introducen en un recipiente de 6 L a 1260 K, un mol de agua y un mol/g de CO, el 45% del agua reacciona con el monóxido. Halle la constante de equilibrio (K_c).

a) 0,82 b) 0,74 c) 0,52
d) 0,67 e) 0,44

20. Se tiene el siguiente sistema en equilibrio:

$$N_2O_{4(g)} \rightleftarrows 2NO_{2(g)} \quad K_c = 1$$

I. Un aumento en la presión desplaza el equilibrio hacia la izquierda.
II. Al colocar 6 moles de $N_2O_{4(g)}$ en un matraz de 1 L y dejar que reaccionen hasta que se establezca el equilibrio, se halla que se han producido 2 mol de NO_2.
III. Una disminución en la presión hace que aumente la constante de equilibrio.

Es(son) verdadera(s):

a) Sólo I b) Sólo II c) Sólo III
d) I y II e) I,II y III

21. En el equilibrio, 400 mL de cloroformo contiene 0,28 moles de N_2O_4 y $1,12.10^{-3}$ moles de NO_2 a 8°C. Halle la constante de equilibrio (en mol/L) a esta temperatura para la reacción:

$$N_2O_4 \rightleftarrows 2NO_2$$

a) 4.10^{-6} b) $8,2.19^{-5}$ c) $1,02.10^{-5}$
d) $1,12.10^{-5}$ e) 4.10^{-5}

22. Sean las siguientes reacciones en equilibrio

$$A \rightleftarrows B + C \qquad K_1 = 1.10^{-4}$$

$$3A + 2D + 2F \rightleftarrows 2G + 3B + 3C \qquad K_2 = 1.10^{-8}$$

Hallar la constante de equilibrio para la siguiente reacción.

$$D + F \rightleftarrows G \qquad \text{-------- } K_3$$

a) 1.10^4 b) 1.10^8 c) 1.10^2
d) 10 e) 1.10^7

23. Se hacen reaccionar H_2 y I_2 para dar HI gaseoso. ¿De cuál de las siguientes magnitudes dependerá el valor de K_p cuando se haya alcanzado el equilibrio?

$aA + bB \rightleftarrows cC \qquad Kp = \dfrac{P_C^c}{P_A^a P_B^b}$ donde:

K_p = Constante de equilibrio
P = Presiones parciales
i = A, B, C

a) La concentración inicial de H_2.
b) La temperatura.
c) La presión final del sistema.
d) El volumen de la vasija de la reacción.
e) La concentración inicial de HI.

24. Señale el enunciado falso relacionado con la velocidad de una reacción química:

a) Cambia con el incremento de la temperatura.
b) Depende de la naturaleza de los reactantes.
c) Varía con el empleo de catalizadores.
d) Es menor al inicio de la reacción.
e) Depende de la concentración de los reactantes.

25. Un recipiente de 2 litros de capacidad, a temperatura ambiente (25°C), contiene en equilibrio; 0,8 moles de monóxido de carbono, 0,5 moles de cloro y 1,2 moles de fosgeno, según la ecuación siguiente:

$$CO_{(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftarrows COCl_{2(g)}$$

¿Cuál será la constante de equilibrio y sus correspondientes unidades a dicha temperatura?
Asumir comportamiento ideal de los gases.

a) 12 L/mol b) 12 mol/L c) 6 mol/L
d) 6 L/mol e) 8 mol/L

26. Si "V" es la velocidad de una reacción química y "K" es la constante de velocidad de esta reacción. ¿Cuál es la expresión para la velocidad de la siguiente reacción?

$$2A + B \rightarrow C + 2D$$

a) $V = K[A][B]$ b) $V = K[C][D]$
c) $V = K[A]^2[B]$ d) $V = K[C][D]^2$
e) $V = K\dfrac{[A][B]}{[C][D]}$

27. En la reacción reversible exotérmica:

$$N_2 + 3H_2 \Leftrightarrow 2NH_3 + \text{calor}$$

El equilibrio se desplaza a la derecha si se:

a) Aumenta la temperatura y presión.
b) Aumenta la presión y concentración de reactantes.
c) Aumenta la temperatura y concentración de reactantes.
d) Aumenta la temperatura y el catalizador.
e) Disminuye la presión y aumenta la temperatura.

28. Los tres factores más importantes en el aumento de la velocidad de las reacciones químicas son:

a) Temperatura, viscosidad, densidad.
b) Presión, volumen, catalizador.
c) Tensión superficial, presión, catalizador.
d) Temperatura, densidad, concentración.
e) Concentración, temperatura, catalizador.

29. En las síntesis del amoníaco (una reacción exotérmica).

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftarrows 2NH_{3(g)}$$

¿Cuál son las condiciones óptimas de temperatura y presión de la síntesis?
P: presión, ***T***: temperatura.

a) La reacción es independiente de T y P.
b) T alta y P baja.
c) T y P bajas.
d) T y P altas.
e) T baja y P alta.

30. ¿Cuál será el efecto sobre el equilibrio de la reacción?.

$$C_2H_{2(g)} + H_{2(g)} \leftrightarrow C_2H_{4(g)} + 41{,}2\,\text{kcal}$$

Si se aumenta la presión:

a) Aumenta la formación de etileno.
b) No se altera el equilibrio.
c) Disminuye la formación de etileno.
d) Aumenta la formación de acetileno.
e) Aumenta la formación de hidrógeno.

31. A altas temperaturas, el agua se descompone parcialmente según:

$$2H_2O_{(g)} \rightleftarrows 2H_{2(g)} + O_{2(g)}$$

Si para una determinada cantidad de vapor de agua, en un recipiente cerrado a 3000°C, se encontraron las siguientes presiones parciales en el equilibrio: $P_{H_2O} = 13{,}36$ atm ; $P_{H_2} = 2{,}56$ atm y $P_{O_2} = 1{,}28$ atm .

¿Cuál será la constante de equilibrio K_p para la descomposición del agua a 3000°C?

a) 0,047 b) 0,240 c) 4,167
d) 9,301 e) 21,270

32. Se tiene el siguiente sistema de equilibrio:

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftarrows 2NH_{3(g)}$$

I. Si se le agrega más hidrógeno gaseoso, al restablecerse el equilibrio, encontramos más $NH_{3(g)}$ y menos $N_{2(g)}$ que originalmente.
II. Si se le agrega un catalizador, las cantidades de las sustancias en equilibrio no se verán afectadas.
III. Las presiones elevadas favorecen la producción de NH_3.

Es(son) verdadera(s):

a) Sólo I b) Sólo II c) Sólo III
d) I y III e) I,II y III

33. En el siguiente sistema de equilibrio, indique cuál de las siguientes proposiciones es falsa:

$$N_{2(g)} + O_{2(g)} + \text{calor} \rightleftarrows 2NO_{(g)}$$

a) Es una reacción endotérmica.
b) Las variaciones de presión no alteran el equilibrio.
c) $K_p = K_c$.
d) La refrigeración del sistema donde se realiza la reacción favorecerá el rendimiento.
e) La disminución de la concentración de $NO_{(g)}$ desplazará la reacción hacia la derecha.

34. La disociación del cloruro de nitrosilo, NOCl, en óxido nítrico NO, y cloro, Cl_2 tiene lugar en un recipiente cerrado a 227°C; $2NOCl \rightleftarrows 2NO + Cl_2$. Las concentraciones molares de los tres gases en el punto de equilibrio son: [CINO] = 0,00156M; [NO] = 0,00586M; [Cl_2] = 0,00293M. Hallar la constante de equilibrio, Kc, a 227°C.

a) $1{,}72.10^{-5}$ b) $9{,}77.10^{-1}$ c) $1{,}11.10^{-3}$
d) $6{,}21.10^{-2}$ e) $4{,}13.10^{-2}$

35. La constante de equilibrio Kc de la reacción siguiente: $A + B \rightleftarrows C + D$ es igual a 144 a 25°C. Si se colocan 0,4 mol de A y 0,4 mol de B en un recipiente de 2,0 litros, ¿cuál es la concentración molar en el equilibrio de A y D respectivamente?

a) 0,015 y 0,185 b) 0,100 y 0,100
c) 0,035 y 0,165 d) 0,130 y 0,070
e) 0,001 y 0,200

36. En un recipiente de un litro, se mezclan 0,08 mol de $H_{2(g)}$ con 0,08 mol de $I_{2(g)}$ a una temperatura dada. ¿Cuál será el número de moles de $HI_{(g)}$ formado luego de alcanzar el equilibrio?

$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftarrows 2HI_{(g)} \qquad K_c = 60{,}15$$

a) 0,245 b) 0,127 c) 1,127
d) 0,08 e) 0,04

37. Para el siguiente proceso exotérmico:

$$2NO_{2(g)} \rightleftarrows N_2O_{4(g)}$$

Indique cuáles son las condiciones que favorecen la formación de N_2O_4.

a) Disminución de la presión y de la temperatura.
b) Disminución de la temperatura sabiendo que la variación de presión no afectará el equilibrio.
c) Aumento de la presión y disminución de la temperatura.
d) Aumento de la presión y de la temperatura.
e) Disminución de la presión y aumento de la temperatura.

38. Dos amigos que están preparándose para ingresar a la UNI, encuentran que para el sistema gaseoso en equilibrio:
$\boldsymbol{H_2 + I_2 \rightleftarrows 2HI}$, $\boldsymbol{K_p}$ aumenta con un aumento de temperatura. Entonces ellos concluyen que:

I. $K_p = \dfrac{2P_{HI}}{P_{H_2}.P_{I_2}}$

II. La reacción es exotérmica.
III. La reacción es endotérmica.
IV. Kp es adimensional.

Es(son) correcta(s):

a) I y II b) I y IV c) Sólo III
d) III y IV e) I y III

39. Cuantas veces mayor resulta la velocidad de la reacción:

$$2NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2NO_{2(g)}$$

Si el volumen del recipiente en el cual se realiza dicha reacción disminuye a la tercera parte de su valor inicial.

a) 9 b) 15 c) 21
d) 27 e) 33

40. Señale la(s) proposición(es) correcta(s) de las mencionadas a continuación, analizando la siguiente reacción exotérmica:

$$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftarrows 2SO_{3(g)}$$

I. Si se aumenta la temperatura, el equilibrio se desplaza hacia la derecha.
II. Si se disminuye la temperatura, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.
III. Si se aumenta la temperatura, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.
IV. Las variaciones en la temperatura no influyen en el equilibrio.

a) I b) II c) III
d) IV e) I y II

41. Una de las reacciones indeseables en el proceso de fabricación del amoníaco está representada por la siguiente reacción exotérmica:

$$4NH_{3(g)} + 3O_{2(g)} \rightleftarrows 2N_{2(g)} + 6H_2O_{(g)}$$

Tomando exclusivamente los conceptos dados en la principios de equilibrio químico de Le Chatelier, señalar el procedimiento acertado para disminuir el rendimiento de dicha reacción química.

a) Aumentar la presión y la temperatura.
b) Disminuir la presión y la temperatura.
c) Aumentar la presión y bajar la temperatura.
d) Aumentar el volumen y bajar la temperatura.
e) Disminuir la presión y aumentar la temperatura.

42. Calcular el número de gramos de HI formados al mezclar 508g de I_2 y 6g de H_2 en un recipiente de 1 L y a una temperatura de 443°C, Kc a esta temperatura es 50; $\overline{M}\ (I_2) = 254$.

$$H_2 + I_{2(g)} \rightleftarrows 2HI_{(g)}$$

a) 114 g b) 229 g c) 344 g
d) 458 g e) 932 g

43. En un matraz de 2 L, se introduce una mezcla de A, B, C y D; luego de sellarlo se produce la reacción:

$$A_{(g)} + 2B_{(g)} \rightleftarrows C_{(g)} + 3D_{(g)} \ ; \ K_c = 5{,}0$$

Transcurrido cierto tiempo, el análisis de una pequeña parte de la muestra indica que el número de moles de A, B, C y D son respectivamente: 8,0; 0,5; 0,5 y 4,0.
Indicar la(s) afirmación(es) correcta(s):
I. La presión total disminuye con el tiempo.
II. La mezcla no está en equilibrio, pero lo alcanzará consumiendo C y D.
III. La mezcla no está en equilibrio, pero lo alcanzará consumiendo A y B.

a) Sólo I b) Sólo II c) Sólo III
d) I y III e) I y II

44. De las siguientes variaciones, cuál(es) favorecerá(n) el incremento en la producción de amoniaco, $NH_{3(g)}$. La ecuación que representa la formación de este gas por el proceso Haber es la siguiente:

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftarrows 2NH_{3(g)} + \text{calor}$$

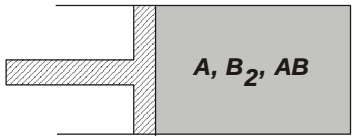
I. Aumento de la concentración de N_2.
II. Disminución de la concentración de H_2.
III. Incremento de la temperatura.
IV. Disminución de la presión del sistema.
V. Disminución del volumen del recipiente de reacción.

a) Sólo I b) I y III c) I,III y V
d) I y V e) II y IV

45. Las sustancias A y B_2 reaccionan de acuerdo a la siguiente ecuación:

$$2A_{(g)} + B_{2(g)} \rightleftarrows 2AB_{(g)} + \text{calor}$$

Después de la reacción, los reactantes y el producto se encuentran en equilibrio a una determinada temperatura y presión, en una cámara cilíndrica provista de un émbolo como se ilustra en la figura.



¿Qué ocurrirá si se comprime el sistema desplazando rápidamente el émbolo hacia la derecha?

a) No ocurre nada.
b) Disminuye la temperatura y aumentan las concentraciones de A y B_2.
c) Sólo aumenta la concentración de B_2.
d) Aumenta la temperatura y la concentración de AB.
e) Aumentan proporcionalmente las concentraciones de todos los componentes y la temperatura.

46. Para la reacción:

$$A_{(g)} + 1{,}5\ B_{(g)} \rightleftarrows 2\ C_{(g)} + D_{(s)}$$

¿ Cuál es la relación entre Kp y Kc ?

a) $K_p = K_c(RT)^2$ b) $K_c = K_p(RT)^{1/2}$
c) $K_p = K_c(RT)^{-1}$ d) $K_c = K_p(RT)^2$
e) $K_c = K_p(RT)^{-1/2}$

47. ¿Cuál(es) de las siguiente(s) modificación(es) favorece la producción de monóxido de carbono en la reacción:

$$C_{(s)} + H_2O_{(g)} \rightleftarrows CO_{(g)} + H_{2(g)}$$
$$\Delta H = 131\ kJ/mol$$

I. Aumentar la temperatura de reacción.
II. Disminuir la presión del sistema.
III. Añadir carbono.
IV. Aumentar la concentración del hidrógeno.

a) I y II b) I y III c) III
d) III y IV e) I , II , III

48. Se tiene las siguientes proposiciones:
I. Un aumento de temperatura hace que la posición de equilibrio de una reacción exotérmica cambie a la izquierda, mientras que el de una reacción endotérmica se desplace a la derecha.
II. Si mantenemos la temperatura constante, aumentado la presión sobre un sistema en equilibrio, este se desplaza en la dirección del mayor número de moles de reactivos o productos gaseosos.
III. Un catalizador hace desplazar el equilibrio de una reacción hacia la derecha.
Es(son) verdadera(s):

a) Sólo I b) Sólo II c) Sólo III
d) I y II e) II y III

49. Para la reacción en fase gaseosa:

$$2\ NO_{(g)} \rightleftarrows N_{2(g)} + O_{2(g)}$$
$$\Delta H° = -\ 43{,}5 kcal/mol$$

Por lo tanto, para el sistema :

$$N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftarrows 2\ NO_{(g)}$$

¿Cuál de las afirmaciones es válida?

a) K_c es independiente de T.
b) K_c aumenta al aumentar T.
c) K_c disminuye al aumentar T.
d) No se puede predecir la variación de K.
e) K_c aumenta al aumentar la presión.

50. Dadas las siguientes reacciones hipotéticas y sus respectivas constantes de equilibrio:

$A + B \rightleftarrows C + H \qquad K_1$

$C + B \rightleftarrows I + H \qquad K_2$

Calcular la constante de equilibrio para la reacción siguiente en función de K_1 y K_2 .

$I + 2H \rightleftarrows A + 2B \qquad K_3$

a) $K_3 = (K_1 + K_1)^2$ b) $K_3 = 1/(K_1 + K_2)$
c) $K_3 = K_1.K_2$ d) $K_3 = 1/(K_1.K_2)$
e) $K_3 = 1/(K_1.K_2)^{-1}$

51. El monóxido de dicloro gaseoso se disocia según la siguiente ecuación:

$$COCl_{2(g)} \rightleftarrows CO_{(g)} + Cl_{2(g)}$$

Cada mol de $COCl_2$ genera 0,25 mol de $CO_{(g)}$ a temperatura ambiental constante y presión de 1 atmósfera . Hallar Kp

a) 0,001 b) 0,005 c) 0,987
d) 0,067 e) 0,333

52. En la reacción en fase gaseosa:

$2\,NO_{(g)} \rightleftarrows N_{2(g)} + O_{2(g)}$
$\Delta H° = -43,5$ kcal/mol
¿Cuál de las siguientes afirmaciones es válida para dicha reacción?

a) K_c es independiente de T.
b) K_c aumenta al incremetarse T.
c) K_c disminuye al aumentar T.
d) K_c no varía al añadir NO.
e) K_c disminuye al refrigerar el sistema.

53. Determine la alternativa incorrecta:

a) La velocidad de una reacción describe la rapidez con que se consumen los reactivos o la rapidez con la que se forman los productos.
b) Todas las reacciones químicas son lentas.
c) La cinética química estudia las velocidades de las reacciones químicas y sus mecanismos.
d) La concentración de los reactivos influye en la velocidad de reacción.
e) La velocidad de reacción depende de la temperatura.

54. Para la reacción a 1 000 K :

$SO_{3(g)} \rightleftarrows SO_{2(g)} + 0,5\,O_{2(g)} \quad Kp = 0,54.atm^{1/2}$

Calcular Kp para :

$$2\,SO_{3(g)} \rightleftarrows 2\,SO_{2(g)} + O_{2(g)}$$

a) $1,78.10^{-4}$ b) $3,56.10^{-4}$ c) 0,292
d) 1,08 e) 0,735

55. A 713 K la constante de equilibrio Kp de la reacción:

$$Sb_2O_{3(s)} + 3\,H_{2(g)} \rightleftarrows 2\,Sb_{(s)} + 3\,H_2S_{(g)}$$

es igual 0,429. Se requiere determinar a qué es igual la fracción molar del hidrógeno en la fase gaseosa.

a) 0,57 b) 0,22 c) 0,41
d) 0,36 e) 0,65

56. ¿Qué factor no influye en la velocidad de reacción?

a) La presencia de un catalizador.
b) Las concentraciones de los reactivos.
c) La temperatura.
d) La naturaleza de los reactantes.
e) La densidad de los reactantes.

57. Se tiene un sistema en equilibrio en el cual sucede la reacción :

$COCl_{2(g)} \rightleftarrows CO_{(g)} + Cl_{2(g)}$
donde $K_1 = 0,082$ (a 900 K)
$K_2 = 0,329$ (a 1 000 K)
Marque lo correcto:

a) Cuando se adiciona a 900 K cloro, la temperatura aumenta.
b) La descomposición de $COCl_2$ es favorecida al disminuir la temperatura.
c) Cuando se duplica la presión de equilibrio, manteniendo la temperatura en 1 000 K , K_2 se eleva al cuadrado.
d) La adición de un catalizador favorecerá la producción de cloro a ambas temperaturas .
e) Cuando en un recipiente de 1 litro se coloca 1 mol de cada sustancia y la temperatura se eleva a 900 K, al establecerse el equilibrio habrá disminuido la concentración de $COCl_2$.

58. En un recipiente cerrado, se coloca yoduro de hidrógeno $HI_{(g)}$ y se calienta hasta 423°C. Una vez establecido el equilibrio, la concentración de este gas es de 4,015mol/L. Determinar la concentración de hidrógeno H_2 en el equilibrio (en mol/L) a dicha temperatura. La ecuación química del proceso es:

$$2HI_{(g)} \rightleftarrows H_{2(g)} + I_{2(g)}, \quad Kc = 0,018$$

a) 0,54 b) 0,27 c) 0,29
d) 0,35 e) 0,40

59. El dióxido de azufre (SO_2) tiene muchas aplicaciones: para la conservación de carnes, vino y cerveza; como agente de blanqueo para productos alimenticios; en la industria de la pulpa y del papel; e incluso en la industria del curtido, entre otros. Considere los dos equilibrios gaseosos en los que participa el SO_2 y las correspondientes constantes de equilibrio a 25ºC.

$SO_{2\,(g)} + 1/2\ O_{2\,(g)} \rightleftarrows SO_{3\,(g)}\ K_1$

$2\ SO_{3\,(g)} \rightleftarrows 2\ SO_{2\,(g)} + O_{2\,(g)}\quad K_2$

¿Cuál de las siguientes relaciones es la que corresponde a los valores de las constantes de equilibrio?

a) $K_2 = K_1$ b) $K_2 = K_1^2$ c) $K_2 = 1 / K_1^2$
d) $K_2^2 = K_1$ e) $K_2 = 1 / K_1$

60. En el siguiente sistema:

$$N_{2(g)} + H_{2(g)} \rightarrow NH_{3(g)}$$

hacia donde se desplazará el equilibrio ante el aumento del N_2.

a) ↑ b) ↓ c) →
d) ← e) ↗

Claves

01.	b
02.	e
03.	c
04.	d
05.	b
06.	a
07.	d
08.	b
09.	a
10.	a
11.	d
12.	a
13.	a
14.	d
15.	e
16.	c
17.	d
18.	a
19.	d
20.	a
21.	d
22.	c
23.	b
24.	d
25.	d
26.	c
27.	b
28.	e
29.	e
30.	a

31.	a
32.	e
33.	e
34.	e
35.	a
36.	b
37.	c
38.	d
39.	d
40.	c
41.	a
42.	d
43.	e
44.	d
45.	d
46.	b
47.	e
48.	a
49.	b
50.	d
51.	d
52.	c
53.	b
54.	c
55.	a
56.	e
57.	b
58.	b
59.	c
60.	c

Capítulo

26 ÁCIDOS Y BASES

BREVE CONTEXTO HISTÓRICO:

Las primeras definiciones de los ácidos (***Boyle*** 1627-1691) se basaron en ciertas propiedades empíricas: sabor agrio (vinagre = acetum), virar al rojo el papel de tornasol, desprender hidrógeno con ciertos metales, producir efervescencia de los carbonatos de metales alcalinotérreos.

Las bases, los álcalis (en árabe "ceniza" de las plantas) eran otro grupo de compuestos que neutralizaba los efectos de los ácidos. Tenían sabor amargo, eran deslizante al tacto, viraban a azul el papel de tornasol, disolvían al azufre, etc.

En 1787 ***Lavoisier*** propuso que todos los ácidos se componía de un principio acidificante, «oxígeno» y de una base acidificable, tal como fósforo o azufre. Pero en 1811, Humphry Davy demostró que los ácidos clorhídrico (HCl), sulfhídrico (H_2S), etc. no tenían oxígeno y que muchos compuestos binarios del oxígeno (óxido de calcio, óxido de potasio, etc.) carecían de propiedades ácidas.

En 1838 ***Liebig*** indico que "todos los ácidos deben contener hidrógeno sustituible por metales".

Aunque hay muchas diferentes definiciones de los ácidos y las bases, en esta sección introduciremos los fundamentos de la química de los ácidos y las bases.

ÁCIDOS Y BASES DE ARRHENIUS

A finales de 1800, el científico sueco ***Svante Arrhenius*** propuso que el agua puede disolver muchos compuestos separándolos en sus iones individuales. Arrhenius sugirió que los ácidos son sustancias que en solución acuosa liberan iones hidrógeno (H^+). Por ejemplo, el ácido clorhídrico (HCl) se disuelve en el agua de la siguiente manera:

$$HCl_{(ac)} \rightarrow H^+_{(ac)} + Cl^-_{(ac)}$$

Arrhenius definió a las bases como sustancias que en solución acuosa liberan iones oxhidrilo (OH^-). Por ejemplo, una base típica de acuerdo a la definición de Arrhenius es el hidróxido de sodio (NaOH):

$$NaOH_{(ac)} \rightarrow Na^+_{(ac)} + OH^-_{(ac)}$$

La definición de Arrhenius permite explicar la observación de que los ácidos y las bases se neutralizan entre si. Si se mezcla un ácido y una base, el ión H^+ se combina con el ión OH^- para formar una molécula de agua según:

$$H^+_{(ac)} + OH^-_{(ac)} \rightarrow H_2O_{(l)}$$

La reacción de neutralización de un ácido con una base produce agua y sal, tal como se indica:

$$\underset{\text{base}}{NaOH_{(ac)}} + \underset{\text{ácido}}{HCl_{(ac)}} \rightarrow \underset{\text{sal}}{NaCl_{(ac)}} + \underset{\text{agua}}{H_2O_{(l)}}$$

ÁCIDOS Y BASES DE BRÖNSTED - LOWRY

Aunque Arrhenius ayudó a explicar los fundamentos de la química sobre ácidos y bases, lastimosamente sus teorías tenían límites. Por ejemplo, no estaba claro si el $HCl_{(g)}$ era o no un ácido, o sólo lo era en disolución acuosa. Además determinadas sustancias, como el NH_3, donaban OH^- en disolución acuosa. Se recurría entonces a la reacción previa con el disolvente y formación de compuestos, que a veces no eran ni siquiera estables:

$$\boldsymbol{NH_3 + H_2O = [\,NH_4OH\,] = NH_4^+ + OH^-}$$

Una de las mayores limitaciones de la definición de Arrhenius es que éste circunscribía el concepto de ácido–base al comportamiento de las sustancias en disolución acuosa.

En 1923, el científico danés Johannes Brönsted y el inglés Thomas Lowry publicaron independientemente similares trabajos que redefinieron la teoría de Arrhenius.

De acuerdo a la teoría de Brönsted–Lowry , un ***ácido*** *es toda sustancia (molécula o ión) que puede transferir un protón a otra sustancia*. De manera similar una ***base*** *es toda sustancia capaz de aceptar un protón*.

La definición de Brönsted-Lowry sobre los ácidos es muy similar a la de Arrhenius. Cualquier sustancia que pueda donar un ión hidrógeno (un protón), es un ácido.

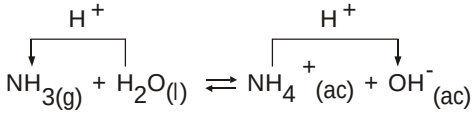
$$\overset{H^+}{HCl_{(ac)} + H_2O_{(l)}} \rightleftarrows \overset{H^+}{Cl^-_{(ac)} + H_3O^+_{(ac)}}$$

PARES CONJUGADOS

$HCl \ / \ Cl^-$

H_2O / H_3O^+

La definición de Brönsted–Lowry de las ***bases*** es bastante diferente de la definición de Arrhenius. La base de Brönsted es definida como cualquier sustancia que puede aceptar un ión de hidrógeno. Esencialmente, la base es el opuesto de un ácido.



PARES CONJUGADOS

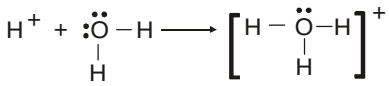
NH_3 / NH_4^+

H_2O / OH^-

* Si un ácido es fuerte, su base conjugada es débil y viceversa
* Si una base es fuerte, su ácido conjugado es débil y viceversa

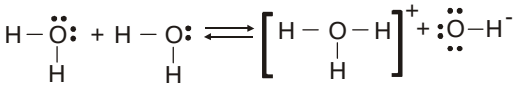
Nótese que el agua en el primer caso actúa como base (acepta un protón del HCl) y, en el segundo caso, actúa como un ácido (dona un protón al NH_3). Aquellas sustancias que como el agua pueden actuar como ácidos o como bases se les llama ***anfóteros.***

El ión hidrógeno en agua se suele representar como $H^+_{(ac)}$, obviando la naturaleza real de la especie existente en disolución, o como $H_3O^+_{(ac)}$, representación que sin ser mas exacta que la anterior (el ión hidrógeno se encuentra en realidad unido a mas de una molécula de agua), presenta la ventaja de que resalta la participación de la molécula de agua en los procesos ácido – base. El H_3O^+ es llamado ión hidronio. En esta especie, el H^+ se une a una molécula de agua mediante un enlace covalente dativo.



AUTOIONIZACIÓN DEL AGUA

Experimentalmente, se ha demostrado que el agua es un electrolito muy débil. Sin embargo, es posible hablar de la ionización del agua , la cual se describe de la siguiente manera:



La primera molécula de la izquierda actúa como base (acepta un protón) y la segunda actúa como ácido (cede un protón). La ecuación de la ionización del agua también se puede escribir de forma abreviada:

$$H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H^+_{(ac)} + OH^-_{(ac)}$$

Para esta reacción, la constante de equilibrio hallada experimentalmente a 25°C es :

$$K_W = [H^+][OH^-] = 1{,}0.10^{-14}$$

Donde K_W se conoce como el *producto iónico del agua.* Dicha constante permite determinar el grado de acidez o basicidad de una solución diluida. En una solución neutra a 25°C:

$$[H^+] = [OH^-] = 1.10^{-7}$$

En la definición de Brönsted-Lowry, ambos; los ácidos y las bases están relacionados con la concentración del ión de hidrógeno presente en una solución. Los ácidos aumentan la concentración de iones de hidrógeno, mientras que las bases disminuyen en la concentración de iones de hidrógeno (al aceptarlos). Por consiguiente, la acidez o la alcalinidad puede ser medida por la concentración de iones de hidrógeno.

ESCALA DE pH

En 1909, el bioquímico danés Sören Sörensen introduce el término ***pH*** para evitar utilizar la $[H^+]$ o de $[OH^-]$ en términos de exponentes negativos y para facilitar la descripción de la acidez o la basicidad de una solución.

$$pH = -\log[H^+]$$

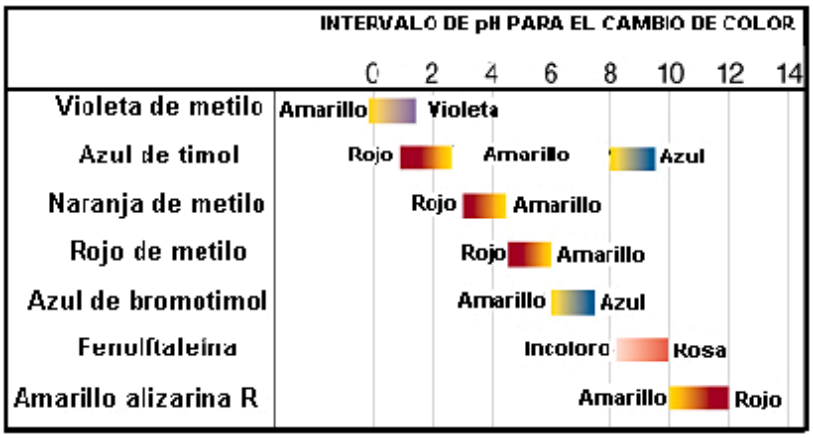
$[H^+]$: Concentración molar de iones H^+ en mol/L.

SOLUCIÓN	$[H^+]$	pH
Ácido	$[H^+] < 10^{-7} < [OH^-]$	pH < 7
Básica o alcalina	$[H^+] > 10^{-7} > [OH^-]$	pH = 7
Neutra	$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$	pH = 7

	$[H^+]$	pH	Ejemplo
Ácidos	1.10^{0}	0	HCl
	1.10^{-1}	1	Ácido estomacal
	1.10^{-2}	2	Jugo de limón
	1.10^{-3}	3	Vinagre
	1.10^{-4}	4	Soda
	1.10^{-5}	5	Agua de lluvia
	1.10^{-6}	6	Leche
Neutral	1.10^{-7}	7	Agua pura
Bases	1.10^{-8}	8	Claras de huevo
	1.10^{-9}	9	Levadura
	1.10^{-10}	10	Tums antiácidos
	1.10^{-11}	11	Amoníaco
	1.10^{-12}	12	Caliza Mineral - $Ca(OH)_2$
	1.10^{-13}	13	Drano
	1.10^{-14}	14	NaOH

INDICADORES ÁCIDO – BASE

Aunque no son muy precisos, los indicadores ácido–base se suelen usar para medir el pH. Un indicador ácido–base es una sustancia colorida que puede existir en forma de ácido o en forma de base. Las dos formas tiene colores distintos. Así, el indicador adquiere un cierto color en medio ácido y cambia a otro color en medio básico: Si se conoce el pH en el cual el indicador cambia de una forma a otra, se puede determinar si la solución tiene un pH superior o inferior a este valor.



PROBLEMAS PROPUESTOS

01. Con respecto a las proposiciones referidas a la siguiente reacción ácido–base.

$$S^{2-} + H_2O \rightleftarrows HS^- + OH^-$$

I. Tanto el HS^- como el OH^- son bases conjugadas.
II. El S^{2-} se comporta como base.
III. El HS^- es el ácido conjugado del S^{2-} .
Es correcto afirmar:

a) Solo I b) Solo II c) I y III
d) II y III e) I, II y III

02. Señale verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
* El CH_3COO^- es la base conjugada del CH_3COOH.
* El NH_3 es la base conjugada del NH_4^+.
* El HCO_3^- es el ácido conjugado del CO_3^{2-}

a) VVV b) VVF c) VFF
d) FFV e) FVF

03. En una solución ácida:
I. $[H^+] > [OH^-]$
II. pH > pOH
III. $[H^+] > 10^{-7}$.
Es correcto afirmar:

a) I y II b) I y III c) II y III
d) Solo I e) I, II y III

04. Determine los ácidos de los cuales se originan las siguientes bases conjugadas:

$$CO_3^{2-} \quad HSO_4^- \quad NH_3$$

a) H_2CO_3 ; SO_4^{2-} ; NH_3
b) HCO_3^- ; SO_4^{2-} ; NH_4^+
c) H_2CO_3 ; H_2SO_4 ; NH_4^+
d) HCO_3^- ; H_2SO_4 ; NH_4^+
e) HCO_3^- ; SO_4 ; NH_2^-

05. Señale el comportamiento del agua en cada uno de los siguientes procesos. Según la teoría ácido – base de Brönsted–Lowry.

I. $NH_4^+ + H_2O \rightleftarrows NH_3 + H_3O^+$
II. $HCO_3^- + H_2O \rightleftarrows H_2CO_3 + OH^-$
III. $HCN + H_2O \rightleftarrows CN^- + H_3O^+$

a) Base; Ácido; Ácido
b) Ácido; Ácido; Base
c) Ácido; Base; Ácido
d) Base; Base; Base
e) Base; Ácido; Base

06. De acuerdo a la teoría de Brönsted–Lowry.

$$HPO_4^{2-} + H_2O \rightleftarrows H_2PO_4^- + OH^-$$

Señale un par ácido/ base conjugada:

a) HPO_4^{2-} / H_2O b) H_2O / OH^-
c) HPO_4^{2-} / OH^- d) H_2O / $H_2PO_4^-$
e) PO_4^- / OH^-

07. Con respecto a la teoría de ácidos y bases de Brönsted–Lowry.
I. Un ácido es aquella sustancia que puede transferir un protón a otra sustancia.
II. El concepto de ácidos y bases, según esta teoría, sólo es aplicable a reacciones que ocurren en solución acuosa.
III. Una sustancia puede actuar como un ácido solamente si una sustancia, simultáneamente; se comporta como una base.
Es correcto afirmar:

a) I y II b) I y III c) II y III
d) Solo II e) I, II y III

08. Señale verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
I. Según Arrhenius un ácido es aquella sustancia que libera iones hidrógeno (H^+) cuando se disuelve en agua.
II. El $Ca(OH)_{2(ac)}$ es una base según la teoría de Arrhenius.
III. Una base, según la teoría de Arrhenius, es aquella sustancia capaz de aceptar un protón de otra.

a) VFV b) VVF c) FVF
d) FFV e) VFF

09. El Gatorade, una bebida popular para calmar la sed; tiene una concentración de ión hidrógeno de 8.10^{-4} mol/L. Determine su pH
(log2 = 0,3)

a) 4,8 b) 4,4 c) 3,4
d) 4,9 e) 3,1

10. Señale (V) o (F) según corresponda:
* La constante K_b se refiere al equilibrio en el cual una base débil reacciona con agua para formar el ácido conjugado y OH^-.
* La metil amina (CH_3NH_2) es una base débil.
* $ClO^- + H_2O \rightleftarrows HClO + OH^-$
$K_b = 3{,}3.10^{-7}$

En esta reacción se puede concluir que el ión hipoclorito es un ácido débil

a) VFF b) VFV c) VVV
d) VFF e) FVF

11. Señale (V) o (F) según corresponda:
* Los ácidos débiles se ionizan parcialmente en solución acuosa.
* En un ácido poliprótico, siempre es más fácil retirar el primer protón que el segundo.
* El ácido perclórico es un ácido fuerte.

a) FVF b) FFV c) VFV
d) VVF e) VVV

12. Señale verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
    * La reacción del ácido clorhídrico con el hidróxido de sodio produce una sal haloidea y agua.
    * Los indicadores ácido–base cambian de color dependiendo si la solución es ácida o básica.
    * Los indicadores ácido–base permiten determinar el valor exacto del pH de una solución.

    a) VVF b) VVV c) FVF
    d) FFV e) FVV

13. Respecto a las proposiciones:
    I. Arrhenius define a un ácido como una sustancia capaz de donar protones a otra sustancia.
    II. Según la teoría de Brönsted–Lowry una reacción ácido – base implica una transferencia de protones.
    III. El NH_3 no es un ácido según la teoría de Arrhenius.
    Es correcto afirmar:

    a) Solo I b) Solo II c) Solo III
    d) II y III e) I y II

14. Respecto a las siguientes afirmaciones:
    I. Los ácidos reaccionan con los carbonatos liberando dióxido de carbono.
    II. La lejía casera presenta naturaleza ácida.
    III. Un ácido, según la teoría de Arrhenius, es una sustancia que en solución acuosa incrementa la concentración de H^+.
    Es correcto afirmar:

    a) I, II y III b) Solo II c) Solo III
    d) II y III e) I y III

15. Señale verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
    * Las bases, como la lejía, al tacto son resbaladizas.
    * Las disoluciones acuosas de HCl y de NaOH conducen la electricidad.
    * El H_2SO_4 y el HCOOH son ácidos dipróticos.

    a) VVF b) VVV c) FVF
    d) FFV e) FVV

16. Señale el par conjugado de cada una de las siguientes bases:
    I. HCO_3^-
    II. HS^-
    III. PH_3

    a) CO_3^{2-}, H_2S, PH_4^+
    b) H_2CO_3, H_2S, PH_4^+
    c) H_2CO_3, S^{2-}, PH_4^+
    d) H_2CO_3, H_2S, PH_2^-
    e) CO_3^{2-}, S^{2-}, PH_2^-

17. Respecto al siguiente proceso:
    $$HNO_{3(ac)} + H_2O_{(l)} \rightleftarrows NO_3^-{}_{(ac)} + H_3O^+_{(ac)}$$
    I. El HNO_3 es un ácido fuerte, luego el ión nitrato es una base conjugada fuerte.
    II. En este proceso, el HNO_3 y el H_3O^+ son ácidos.
    III. El H_2O y el H_3O^+ forman un par conjugado.
    Es correcto afirmar:

    a) I y III b) Solo II c) I , II y III
    d) II y III e) I y II

18. Señale verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
    * A cualquier temperatura, la suma del pH y el pOH de una disolución acuosa es 14.
    * En una disolución ácida el pH es mayor que 7.
    * En una disolución básica el pH es menor que el pO.H

    a) FVF b) FVV c) FFF
    d) FFV e) VFV

19. Determinar el pH de una disolución formada al disolver 0.1 g de NaOH en suficiente agua para formar un litro de solución. log2 = 0,3
    m.A. (Na = 23)

    a) 2.6 b) 11.4 c) 1.6
    d) 12.4 e) 10.6

20. Señale verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
    * Los ácidos fuertes se ionizan completamente en solución acuosa.
    * Cuanto mayor es el valor de la constante de acidez (K_a) más fuerte es el ácido.
    * La fuerza de un ácido, según la teoría de Brönsted – Lowry, se mide en términos de la facilidad con que este dona protones.

    a) VVF b) VVV c) FVF
    d) FFV e) FVV

21. ¿Cuántos mililitros de ácido perclórico ($HClO_4$) 0,1M se requieren para neutralizar 50 mL de NaOH 0,08M?

    a) 20 b) 30 c) 40
    d) 50 e) 60

22. ¿Qué volumen de un ácido fuerte diprótico 0,7M neutralizan a 350mL de hidróxido de calcio: $Ca(OH)_2$ 0,5M?

    a) 125 mL b) 250 mL c) 375 mL
    d) 500 mL e) 625 mL

23. Se disuelve 1,96 g de ácido sulfúrico puro (H_2SO_4) en agua hasta completar volumen de 2000 mL. Determine el pH de la solución ácida.
    m.A. (S = 32) (log2 = 0,3)

    a) 1,0 b) 2,0 c) 1,7
    d) 3,0 e) 2,7

24. Se disuelve 0,8 g de hidróxido de sodio (NaOH) en agua hasta completar volumen de 5000cm^3. Determine el pH de la solución resultante.
mA (Na = 23) (log2 = 0,3)

a) 2,4 b) 11,6 c) 3,4
d) 10,6 e) 0,8

25. Determine la concentración molar del ácido sulfúrico (H_2SO_4) en una solución de dicho ácido cuyo pH es 2,7.
(log2 = 0,3)

a) 1.10^{-3}M b) 2.10^{-3}M c) 3.10^{-3}M
d) 4.10^{-3}M e) 5.10^{-3}M

26. Determine la concentración molar de una solución de HNO_3 cuyo pH es 2,3.

a) 0,02M b) 0,05M c) 0,007M
d) 0,005M e) 0,002M

27. Determine la concentración molar de una solución de $Ba(OH)_2$ cuyo pH es 12,3.

a) 0,02M b) 0,05M c) 0,01M
d) 0,005M e) 0,003M

28. Determine el pH de una solución formada al disolver 1,85 g de $Ca(OH)_2$ en suficiente agua hasta completar 2 litros de solución.
mA (Ca = 40) (log 2 = 0,3)

a) 1,9 b) 12,1 c) 1,6
d) 12,4 e) 3,2

29. Se diluyen 200 mL de una solución cuyo pH es 0,8, con agua destilada hasta un volumen de 500 mL. Determine el pH de la solución diluida.
(log2 = 0,3)

a) 0,97 b) 2 c) 0,32
d) 1,2 e) 2,2

30. Se diluyen 20 mL de HNO_3 0,2M hasta un volumen de 400 mL. Determine el pH de la solución diluida.

a) 3,3 b) 1 c) 2
d) 1,3 e) 4,64

31. Determine la masa de hidróxido de sodio puro necesaria parar neutralizar 400 mL de ácido perclórico 2N.
mA (Cl = 35,5; Na = 23)

a) 8 g b) 16 g c) 24 g
d) 32 g e) 40 g

32. Señale el ácido más débil:

a) HCOOH Ka = $2,1.10^{-4}$
b) HCN Ka = $7,2.10^{-10}$
c) HNO_2 Ka = $4,5.10^{-4}$
d) ClO Ka = 4.10^{-8}
e) CH_3COOH Ka = $1,8.10^{-5}$

33. Señale el ácido más fuerte:

a) HNO_2 K_a = $4,5.10^{-4}$
b) HCOOH K_a = $2,1.10^{-4}$
c) HClO K_a = 4.10^{-8}
d) HCN K_a = $7,2.10^{-10}$
e) CH_3COOH K_a = $1,8.10^{-5}$

34. Señale verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
* Un ácido débil es aquel que está ionizado parcialmente en solución acuosa.
* Según la fuerza ácida:
HF > HCl > HBr > HI
* Según la fuerza ácida:
$HClO_4 > HBrO_4 > HIO_4$

a) VFF b) VVF c) VFV
d) FFV e) VVV

35. Señale cual de los siguientes ácidos es más fuerte:

a) HClO K_a = 3.10^{-8}
b) HF K_a = $6,8.10^{-4}$
c) HCN K_a = $4,9.10^{-10}$
d) C_6H_5COOH K_a = $6,5.10^{-5}$
e) CH_3COOH K_a = $1,8.10^{-3}$

36. Una solución de ácido monoprótico, posee una concentración 0,01M. Si el pH de la solución es 6, calcule la constante de la acidez (K_a) para dicho ácido.

a) 10^{-5} b) 10^{-4} c) 10^{-10}
d) 10^{-11} e) 10^{-14}

37. Determine el grado de ionización de un ácido débil monoprótico 0,02M a 25°C, si a esta temperatura la constante de acidez, (Ka) para dicho ácido es $3,2.10^{-11}$.

a) $1,6.10^{-11}$ b) $6,4.10^{-13}$ c) $6,4.10^{-9}$
d) 4.10^{-5} e) 8.10^{-10}

38. A 25°C un ácido débil monoprótico 0,04M está ionizado en 0,05%. Determine la constante de acidez (Ka) para dicho ácido a esta temperatura.

a) 1.10^{-4} b) 1.10^{-8} c) $2,5.\ 10^{-8}$
d) $6,25.10^{-6}$ e) $2,5.10^{-9}$

39. Determine $[H^+]$ en una solución de ácido acético (CH_3COOH) 0,02M a 25°C, si a esta temperatura K_a, tiene un valor de $1,8.10^{-5}$.

a) 6.10^{-4} M b) 9.10^{-4} M
c) 3.10^{-2} M d) $3,33.10^{-5}$ M
e) $3,6.10^{-8}$ M

40. Determine el pH de una solución de ácido fórmico (HCOOH) 0,1M; cuya constante de acidez (K_a) es $1,8.10^{-4}$.
(log2 = 0,3; log3 = 0,48)

a) 1,37 b) 1,87 c) 1,74
d) 3,74 e) 2,37

41. Determine el pH de una solución de amoniaco (NH_3) 0,05M, si su constante de disociación básica es $1,8.10^{-5}$.
(log3 = 0,48)

a) 2,37 b) 1,72 c) 3,02
d) 3,44 e) 10,97

42. Determine el porcentaje de ionización de una solución de un ácido débil (HA) 0,05M cuya constante de acidez es 2.10^{-7}

a) 10% b) 2% c) 7%
d) 1% e) 0,2%

43. Señale verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
* Los ácidos débiles se ionizan completamente en solución acuosa.
* Cuanto mayor es el valor de la constante de acidez (K_a), más fuerte es el ácido.
* La magnitud de K_a, indica la tendencia del átomo de hidrógeno en un ácido a ionizarse.

a) VFF b) FVV c) FVF
d) FFV e) VFV

44. Determine el pH de la solución de H_2SO_3 0,2M si:

$$H_2SO_{3(ac)} \rightleftharpoons H^+_{(ac)} + HSO_3^-{}_{(ac)} \quad Ka_1 = 1,8.10^{-2}$$

$$HSO_3^-{}_{(ac)} \rightleftharpoons H^+_{(ac)} + SO_3^{2-}{}_{(ac)} \quad Ka_2 = 6,4.10^{-8}$$

(log2 = 0,3 ; log3 = 0,48)

a) 1,22 b) 1,74 c) 1,28
d) 4,47 e) 3,38

45. Si para neutralizar 10 cm^3 de una muestra de ácido sulfúrico se ha empleado 5 cm^3 de una solución de hidróxido de sodio 0,1M, determine la cantidad de ácido sulfúrico que existe por cada litro de la solución ácida inicial
m.A.(S = 32)

a) 2,45g b) 1,45 g c) 4,5 g
d) 0,45 g e) 1,225 g

46. Determine la masa de hidróxido de sodio puro que se debe añadir exactamente a 50 mL de una solución de ácido clorhídrico (HCl) 2.4M para neutralizarla completamente
m.A.(Na = 23, Cl = 35.5)

a) 40 g b) 4 g c) 8 g
d) 2,4 g e) 4,8 g

47. ¿Cuántos equivalentes gramo de ácido nítrico neutralizan una solución básica formada por la mezcla de 500 mL de NaOH (10% en peso) y densidad 0,8 g/mL y 350 mL de KOH (30% en peso) y densidad 0,8 g/mL?
m.A.(Na = 23, K = 39)

a) 1 b) 1,5 c) 2
d) 2,5 e) 3

48. ¿Qué volumen de ácido sulfúrico (H_2SO_4) 0,1M neutraliza completamente 800 mL de hidróxido de sodio (NaOH) al 5% en peso y densidad 1.02g/mL?
m.A.(Na = 23, S = 32)

a) 1.275 L b) 2.55 L c) 10.2 L
d) 3.825 L e) 5.1 L

49. Una mezcla equimolar de hidróxido de sodio e hidróxido de potasio puro pesa 19.2 g. Se disuelve en cierta cantidad de agua y la solución formada es neutralizada con 50 mL de una disolución ácida. Determine la normalidad de la solución ácida
m.A.(Na = 23, K = 39)

a) 2 N b) 4 N c) 6 N
d) 8 N e) 10 N

50. Si 200 mL de una disolución ácida, neutraliza exactamente a un litro de una disolución de hidróxido de potasio 0.05M. Determine la normalidad de la solución ácida.

a) 0,125 N b) 0,2 N c) 0,25 N
d) 0,3 N e) 0,5 N

51. Se mezclan 50 mL de H_2SO_4 0,6 M con 200 mL de KOH 0,2 M. Señale verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
* La solución resultante es ácida.
* El pH de la solución resultante es mayor que 7.
* En la solución resultante $[OH^-] > [H^+]$.

a) VFV b) VFF c) VVF
d) VFF e) FFV

52. Se mezclan 400 mL de HCl 0,7M con 600 mL de NaOH 0,3M. Hallar el pH de la solución resultante.

a) 1 b) 2 c) 3
d) 4 e) 5

53. Determine el pH de la solución formada al mezclar 100mL de HCl 0,1M con 400 mL de HCl 0,2M.
(log2 = 0,3; log3 = 0,48)

a) 3,7 b) 3,4 c) 1,7
d) 0,74 e) 0,92

54. Se mezclan dos soluciones de NaOH 0,2M y 0,4M en la proporción volumétrica de 4:1 respectivamente. Determine el pH de la solución formada.
(log2 = 0,3; log3 = 0,48)

a) 0,92 b) 0,62 c) 1,2
d) 13,38 e) 12,8

55. Determine el pH de la solución formada por la mezcla de 100 mL de HCl 0,15M y 400 mL de HCl 0,30M
(log3 = 0,48)

a) 1,56 b) 0,56 c) 1,04
d) 1,10 e) 2,04

56. Se mezclan 100 mL de NaOH 0,1 y 1,1 L de $Ca(OH)_2$ 0,2M. Determine el pH de la solución formada.

a) 0,9 b) 13,58 c) 0,72
d) 0,42 e) 13,28

57. Señale cuantas gotas de HCl al 18,25% (d = 1,2g/mL) son necesarios adicionar a 1,2 litros de agua pura, para disminuir el pH del agua en 5 unidades.
mA (Cl = 35,5)
Considere: 1 mL < > 10 gotas

a) 10 gotas b) 20 gotas c) 30 gotas
d) 40 gotas e) 50 gotas

58. ¿Cuántos gramos de NaOH con 20% de humedad son necesarios para preparar 5 litros de una solución cuyo pH sea 13,3?
mA (Na = 23)

a) 40 g b) 32 g c) 50 g
d) 200 g e) 180 g

59. Determine la masa de ácido nítrico puro (HNO_3) que deben disolverse en agua destilada hasta un volumen de 4 litros para obtener una solución cuyo pH sea 1,52.
(log3 = 0,48)

a) 7,32 g b) 4,52 g c) 0,756 g
d) 7,56 g e) 3,78 g

60. Determine el pH de la solución preparada adicionando 1,2g de hidruro de sodio (NaH) en agua suficiente hasta completar 5L de solución.

$$NaH + H_2O \rightarrow NaOH + H_2$$

mA (Na = 23) (log2 = 0,3)

a) 2 b) 0,62 c) 12
d) 13,38 e) 3,52

Claves

01.	d
02.	a
03.	b
04.	d
05.	e
06.	b
07.	b
08.	b
09.	e
10.	d
11.	e
12.	a
13.	d
14.	e
15.	a
16.	b
17.	d
18.	c
19.	b
20.	b
21.	c
22.	a
23.	b
24.	b
25.	b
26.	d
27.	c
28.	d
29.	d
30.	c

31.	d
32.	b
33.	a
34.	c
35.	e
36.	c
37.	d
38.	b
39.	a
40.	e
41.	e
42.	e
43.	b
44.	c
45.	a
46.	e
47.	d
48.	e
49.	d
50.	c
51.	b
52.	b
53.	a
54.	d
55.	b
56.	b
57.	b
58.	c
59.	d
60.	c

Capítulo

27 ELECTROQUÍMICA

Nernst, Walther Hermann (1864-1941)

(1864-1941) Fisicoquímico alemán, nació en Briesen (Prusia Occidental) y murió en Ober-Zibelle, cerca de Muskau. Estudió en las universidades de Zürich, Berlín, Graz y Wurzburgo. Después de ejercer como profesor de Física en la Universidad de Gotinga (1891) y fundar su Instituto de Química, Física y Electroquímica (1895), pasó a la de Berlín como profesor y director de su Instituto de Química Física en 1905. En 1922 fue nombrado presidente del Instituto Fisicotécnico de Berlín-Charlottenburg. Su teorema del calor, según el cual la entropía de una sustancia tiende a anularse cuando su temperatura se aproxima al cero absoluto, constituye la tercera ley de la termodinámica y le valió la adjudicación del premio Nobel de Química del año 1920. También elaboró una teoría osmótica para explicar y determinar el potencial de los electrodos de una pila de concentración y formuló la ley de distribución de una sustancia entre dos fases dadas. Lleva su nombre una lámpara de incandescencia, de su invención, cuyo filamento está constituido por óxidos de circonio e itrio y se hace conductor al calentarse, pudiendo alcanzar temperaturas superiores en más de 1000°C a las de otras lámparas; suele emplearse como manantial de radiaciones infrarrojas. También ideó una microbalanza.

Las reacciones electroquímicas son reacciones rédox en las cuales los electrones ganados y perdidos por las sustancias reaccionantes, se mueven a través de un material conductor. Por conveniencia, el campo de la electroquímica se puede dividir en dos grandes secciones:

* Una se refiere a las reacciones químicas que se producen por una corriente eléctrica, llamada ***electrólisis***.
* La otra se refiere a las reacciones químicas que producen corriente eléctrica, este proceso se verifica en una ***celda galvánica o voltaica***.

ELECTRODOS

Los electrodos son las superficies en las cuales tienen lugar las semi–reacciones de oxidación y reducción. Aquellos que participan en la reacción se denominan electrodos ***activos***. Los electrodos que no participan en la reacción se llaman electrodos ***inertes***.

El ***cátodo*** es el electrodo en el cual ocurren los procesos de ***reducción***.

El ***ánodo*** es el electrodo en el cual ocurren los procesos de ***oxidación***.

Cada uno de ellos puede ser el electrodo positivo o negativo, dependiendo del sistema en el cual interviene.

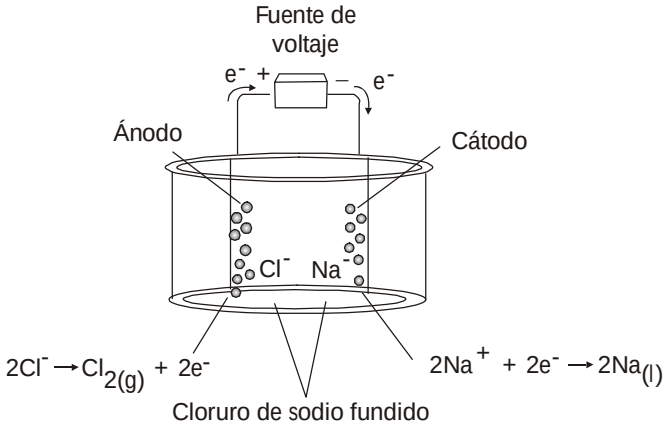
SISTEMA	***SIGNO DEL ELECTRODO***	
	ÁNODO	***CÁTODO***
Electrólisis	Positivo	Negativo
Celda galvánica	Negativo	Positivo

Los electrones fluyen desde el ánodo hacia el cátodo.

ELECTRÓLISIS

Se denomina electrólisis al conjunto de procesos rédox que tienen lugar al pasar una corriente eléctrica continua a través de un sistema formado por dos electrodos y la masa fundida o en disolución de un electrolito.

Una celda electrolítica consta de un recipiente con el material de reacción y los electrodos inmersos en dicho material; conectados a una fuente de corriente continua.



PROCESOS DE ELECTRÓLISIS COMUNES

ELECTRÓLISIS	SEMI - REACCIÓN EN EL CÁTODO	SEMI - REACCIÓN EN EL ÁNODO	REACCIÓN GLOBAL
Cloruro de sodio fundido $NaCl_{(l)}$	$Na^{1+} + 1e^- \rightarrow Na$ En el cátodo, se forma sodio metálico.	$2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-$ En el ánodo, se libera cloro gaseoso.	$2NaCl_{(l)} \rightarrow 2Na_{(l)} + Cl_{2(g)}$
Cloruro de sodio acuoso $NaCl_{(ac)}$ conc.	$H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-$ En el cátodo, se libera hidrógeno gaseoso La solución alrededor cátodo se torna básica.	$2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-$ En el ánodo, se libera cloro gaseoso.	$NaCl_{(ac)} + H_2O_{(l)} \rightarrow NaOH_{(ac)} + Cl_{2(g)} + H_{2(g)}$
Electrólisis del $Na_2SO_{4(ac)}$ (electrólisis del agua)	$H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-$ En el cátodo, se libera hidrógeno gaseoso La solución alrededor cátodo se torna básica.	$2H_2O \rightarrow O_2 + 4H^+ + 2e^-$ En el ánodo, se libera oxígeno gaseoso La solución alrededor ánodo se torna ácida.	$2H_2O_{(l)} \rightarrow 2H_{2(g)} + O_{2(g)}$

LEYES DE FARADAY

Las relaciones cuánticas entre electricidad y cambio químico fueron descritas originalmente por Michael Faraday en 1832 y 1833. El trabajo de Faraday se conoce mejor por la referencia a las medias reacciones que ocurren durante la electrólisis.

1. "La cantidad de sustancia que sufre oxidación o reducción en cada uno de los electrodos durante un proceso de electrólisis es proporcional a la cantidad de electricidad que pasa a través de la celda electrolítica."

Respecto a la siguiente semi–reacción:

$$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$$

La estequiometría del proceso da cuenta que 1 mol de átomos de cobre se depositan por el paso de 2 moles de electrones. Para cualquier media reacción, la cantidad de sustancia que se reduce o se oxida es directamente proporcional al número de electrones que intervienen en el proceso.

La constante de Faraday es la cantidad de carga eléctrica que transporta un mol de electrones. Esta cantidad de carga se conoce como ***un faraday (F)***.

$$1F = 96500\ C/mol\ e^-$$

$$\text{Carga de 1 mol de } e^- <> 1\ F <> 6.022 \times 10^{23}\ e^- <> 96500C$$

En términos de unidades eléctricas más conocidas, un coulomb es la cantidad de carga que pasa por un punto de un circuito en 1 segundo cuando la corriente es de 1 ampere (A)

$$\text{Coulomb} = \text{ampere} \times \text{segundo}$$

Por tanto para la semi–reacción inicial:

$$2 \text{ mol de } e^- \xrightarrow{\text{deposita}} 1 \text{ mol de Cu}$$

$$2x96500 \text{ C (2F)} \ldots\ldots\ldots\ldots 63{,}5 \text{ g de Cu}$$

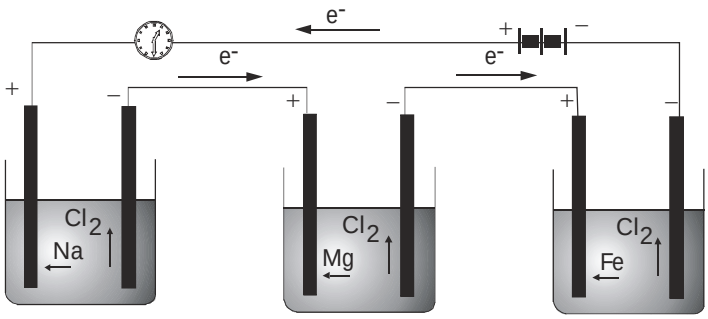
Para determinar la masa de una sustancia que se oxida o reduce durante un proceso de electrólisis se puede usar la siguiente relación:
Donde:

$$m = \frac{I \times t \times mE(E)}{96500C}$$

m : masa de la sustancia que se oxida o reduce en un electrodo (en g).
I : intensidad de corriente (A).
t : tiempo (s).
m.E (E): masa equivalente de la sustancia analizada.

2. "Las masas de diferentes sustancias liberadas o depositadas en cada electrodo por la misma cantidad de electricidad, son directamente proporcionales a las masas equivalentes de las sustancias".

Si la corriente eléctrica se hace pasar a través de distintas celdas electrolíticas conectadas en serie, la cantidad de electricidad que pasa a través de cada electrodo es la misma y la cantidad de las distintas sustancias depositadas o liberadas son proporcionales a sus correspondientes equivalentes químicos.
La masa equivalente de una sustancia es la cantidad de dicha sustancia que suministra o consume un mol de electrones (1F = 96500C).
Para las tres celdas conectadas en serie, las cuales contienen $NaCl_{(l)}$, $MgCl_{2(l)}$ y $FeCl_{3(l)}$ así como electrodos inertes, las masas de los elementos metálicos depositados en cada uno de los cátodos, son proporcionales a la cantidad de corriente que pasa a través de las celdas y a las masa equivalentes de cada uno de estos elementos.



La pila primaria más común es la pila Leclanché o pila seca, inventada por el químico francés Georges Leclanché en 1866. El electrolito es una pasta húmeda consistente en una mezcla de cloruro de amonio (NH_4Cl), óxido de manganeso (IV) (MnO_2) y cloruro de zinc ($ZnCl_2$). El electrodo negativo (ánodo) es el recipiente de la pila seca: esta hecho de zinc, y el electrodo positivo (cátodo) es una varilla de grafito, la cual está inmersa en centro de la pasta. La pila tiene una capa exterior de cartón o metal para sellarla y protegerla de la atmósfera. Esta pila produce una fuerza electromotriz de unos 1,5 V. Las reacciones que se verifican en los electrodos se representan por lo general como se muestra a continuación:

Cátodo : $2NH_4^+{}_{(ac)} + 2MnO_{2(s)} + 2e^- \rightarrow Mn_2O_{3(s)} + 2NH_{3(ac)} + H_2O_{(l)}$

Ánodo : $Zn_{(s)} \rightarrow Zn^{2+}{}_{(ac)} + 2e^-$

PROBLEMAS PROPUESTOS

01. Calcular la masa de la plata que se depositó en el cátodo al dejar pasar, durante 30min; una corriente de 6 A de intensidad a través de la disolución de nitrato de plata. m.A.(Ag = 108)

a) 2,16 g b) 9,65 g c) 12,08 g
d) 0,201 g e) 6,043 g

02. ¿Cuántos gramos de zinc se depositarán al pasar una corriente de 3,00 A durante 20 horas por una disolución de $ZnCl_2$?
m.A.(Zn = 65.4)

a) 12,2 g b) 219,6 g c) 146,4 g
d) 152,7 g e) 73,2 g

03. Durante la electrólisis de una disolución acuosa de $SnCl_2$ en el ánodo se desprendieron 4,48 L de cloro medido a condiciones normales. Hallar la masa del estaño depositado en el cátodo.
m.A.(Sn = 119)

a) 35,7 g b) 11,9 g c) 23,8 g
d) 47,6 g e) 59,5 g

04. En 10 minutos, una corriente de 5 A de intensidad hizo depositarse a partir de una disolución de sal de platino 1,517 g de este metal. Determinar la masa equivalente del platino.

a) 48,8 b) 24,4 c) 97,6
d) 29,3 e) 87,83

05. Al pasar a través de la disolución de una sal de un metal trivalente, durante 30min. una corriente 1,5 A de intensidad, en el cátodo se depositaron 1,071 g de metal. Calcular la masa atómica de este metal.

a) 207,2 b) 38,2 c) 57,4
d) 114,8 e) 119,4

06. Al realizar la electrólisis de una disolución acuosa de $Cr_2(SO_4)_3$ empleando la corriente de 2 A de intensidad la masa del cátodo aumentó en 8g. ¿Durante cuánto tiempo se efectuó la electrólisis?
m.A.(Cr = 52)

a) 1,24 h b) 1,86 h c) 9,27 h
d) 6,18 h e) 18,55 h

07. Señale verdadero (V) o falso (F) según corresponda respecto a la electrólisis:
* Es un fenómeno por el cual una reacción rédox espontánea genera corriente eléctrica.
* La electrólisis es un proceso espontáneo.
* Los electrones en un proceso de electrólisis migran del cátodo al ánodo.

a) VFV b) FVV c) FFV
d) FVF e) FFF

08. Señale verdadero (V) o falso (F) según corresponda respecto a las celdas electrolíticas:
* En el ánodo se produce la reducción.
* En el electrodo positivo ocurre la oxidación.
* Un electrodo inerte se consume durante el proceso de electrólisis.

a) VFF b) FFV c) FVV
d) FVF e) FFF

09. Respecto a las siguientes proposiciones; señale lo correcto:
I. En la electrólisis del cloruro de sodio fundido, se libera cloro gaseoso en el cátodo.
II. En la electrólisis de una solución acuosa de sulfato de sodio se libera hidrógeno gaseoso en el cátodo.
III. En la electrólisis de agua acidulada, la solución en torno al ánodo se vuelve básica.

a) Solo I b) Solo II c) Solo III
d) I, II y III e) II y III

10. Determinar el tiempo que llevará depositar 10 g de aluminio de una celda electrolítica que contiene Al_2O_3, con una corriente de 125 A. Suponer que la única reacción en el cátodo es la formación de Al.
m.A (Al = 27)

a) 28,6 min b) 42,9 min c) 71,48 min
d) 57,2 min e) 14,3 min

11. ¿Cuántas moles de electrones deben circular sobre $CaCl_2$ fundido para depositar en el cátodo 60mg de calcio?
m.A (Ca = 40)

a) 0,001 mol b) 0,002 mol c) 0,003 mol
d) 0,01 mol e) 0,3 mol

12. Determine la masa de aluminio que se deposita electrolíticamente por la acción de una corriente de 30 amperes durante una hora.
m.A (Al = 27)

a) 10,07 g b) 20,14 g c) 5,03 g
d) 15,09 g e) 0,168 g

13. Determine la masa de aluminio formada en una celda electrolítica, a partir de $AlCl_3$ fundido, por el paso de 289500 C sobre dicha sal.
mA (Al = 27)

a) 4,5 g b) 9 g c) 13,5 g
d) 18 g e) 27 g

14. Determine la intensidad de la corriente necesaria para depositar en el cátodo 98,5g de oro por hora de una disolución que contiene una sal de oro trivalente.
m.A. (Au = 197).

a) 20,1 A b) 13,40 A c) 40,2 A
d) 4,46 A e) 24,13 A

15. En la electrólisis del agua, ¿qué volumen de oxígeno gaseoso se producirá a condiciones normales por el paso de 4 faraday?
m.A. (O = 16)

a) 28 L b) 56 L c) 11,2 L
d) 22,4 L e) 44,8 L

16. Una forma de limpiar monedas (la mayor parte del cobre parcialmente oxidado) de una excavación arqueológica consiste en colgar el objeto de un hilo de cobre unido al polo negativo de una batería sumergirlo en una disolución de NaOH 2,5% e introducir en la disolución un electrodo de grafito unido al terminal positivo. ¿Cuál es la reacción que tiene lugar en la moneda?

a) $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^-$
b) $Cu \rightarrow Cu^{1+} + e^-$
c) $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$
d) $2\,H_2O \rightarrow O_2 + 4\,H^+ + 4e^-$
e) $O_2 + 4\,H^+ + 4\,e^- \rightarrow 2\,H_2O$

17. Durante la electrólisis de una disolución de $CuCl_2$ en el ánodo se desprendieron 560 mL de gas medido a condiciones normales. Hallar la masa de cobre depositado en el cátodo.
m.A.(Cu = 63,5)

a) 6,35 g b) 0,794 g c) 15,875 g
d) 3,175 g e) 1,588 g

18. ¿Cuánto tiempo se necesitará para la completa descomposición de 2 moles de agua con una corriente de 2 A de intensidad?

a) 18,05 h b) 48,25 h c) 56,3 h
d) 53,6 h e) 26,8 h

19. ¿Qué cantidad de electricidad se necesita para obtener 1 ton de LiOH?
m.A.(Li = 7)

a) $4{,}02.10^9$ C b) $4{,}02.10^6$ C c) $2{,}48.10^6$ C
d) $2{,}48.10^9$ C e) $1{,}38.10^{10}$ C

20. Hallar el volumen de oxígeno (las condiciones son normales) que se desprenderá al dejar pasar durante 30 min. una corriente de 6 A de intensidad a través de una disolución acuosa de KOH.

a) 627 mL b) 313,3 mL c) 1253 mL
d) 940,1 mL e) 156,7 mL

21. Una cierta cantidad de electricidad deposita 70 g de níquel de una disolución de $NiCl_2$. ¿Qué masa de hidrógeno se liberará de una disolución de HCl, al paso de la misma cantidad de electricidad?
m.A.(Ni = 59)

a) 4,75 g b) 2,37 g c) 1,18 g
d) 3,56 g e) 1,852 g

22. Hallar el volumen de hidrógeno medido a condiciones normales que se desprenderá al dejar pasar durante 1 h una corriente de 3 A de intensidad a través de una disolución acuosa de H_2SO_4.

a) 0,318 L b) 2,51 L c) 1,25 L
d) 0,02 L e) 0,627 L

23. Una corriente de 2,0 A ha pasado a través de una disolución de H_2SO_4 durante 20 min. ¿Cuántos mililitros de gas O_2, medidos en condiciones normales, se recogerán?

a) 278,5 mL b) 69,63 mL c) 139,3 mL
d) 208,9 mL e) 560,2 mL

24. Se ha electrolizado una disolución de $CuSO_4$ usando electrodos de platino. Se ha desprendido en el electrodo positivo un volumen de 6,0 litros de O_2 medidos a condiciones normales. ¿Cuántos gramos de cobre se depositarán en el electrodo negativo?
m.A.(Cu = 63.5)

a) 34 g b) 63 g c) 18 g
d) 43 g e) 68 g

25. Se sabe que un metal M, forma el fluoruro MF_2. Cuando se hacen pasar 3300C de electricidad a través del fluoruro fundido se recogen en el cátodo 1,950 g de M ¿Cuál es el masa atómica de M?

a) 114 b) 118,7 c) 112,4
d) 107,9 e) 195,1

26. Determine la masa equivalente del cadmio si para separar 1 g de este metal a partir de la disolución de su sal es necesario dejar pasar a través de la disolución 1717 C de electricidad

a) 28,1 b) 56,2 c) 17,8
d) 96,5 e) 52,6

27. ¿Cuántos gramos de níquel se depositarán de una disolución de $NiCl_2$ al pasar por ella una corriente de 4,00 A de intensidad, durante 24,0 h si el rendimiento eficaz del proceso es del 96,0%?
m.A.(Ni = 59)

a) 101,42 g b) 105,65 g c) 207,07 g
d) 293,4 g e) 202,84 g

28. La masa atómica de un metal ***M***, es 52,01. Cuando se electroliza el cloruro de M fundido, por cada gramo de metal depositado en el cátodo se liberan en el ánodo 725 mL de gas cloro, medidos a 25° C y a 740 mmHg de presión. Calcular la fórmula del cloruro de ***M***.

a) MCl b) MCl_2 c) MCl_3
d) $MClO_2$ e) $MClO_3$

29. Al electrolizar una disolución de sulfato crómico en ácido sulfúrico con electrodos de plomo, el ión crómico, Cr^{3+}, se oxida a ácido crómico, H_2CrO_4. Calcular la cantidad de ácido crómico que se forma al paso de 1 ampere – hora si el rendimiento de corriente es del 73%.
m.A.(Cr = 52)

a) 1,071 g b) 1,18 g c) 1,467 g
d) 2,538 g e) 1,852 g

30. Una disolución alcalina de manganato potásico, K_2MnO_4, obtenida al calentar dióxido de manganeso con potasa cáustica en presencia del aire, se oxida anódicamente con una densidad de corriente de 9 Amp/dm^2. Si el rendimiento de corriente es del 70%, calcular la cantidad de permanganato potásico, $KMnO_4$, que se obtendrá en 10 horas en una cuba cuyos ánodos tienen una superficie útil total de 4000cm^2.
m.A.(K = 39, Mn = 55)

a) 14,85 kg b) 21,22 kg c) 36,07 kg
d) 18,52 kg e) 26,45 kg

31. Al electrolizar una disolución de carbonato potásico con un ánodo de ferromanganeso, se forma permanganato potásico. Calcular la cantidad de $KMnO_4$ que se forma durante 5 horas con un ánodo de 24 cm^2 de superficie útil, si se trabaja con una densidad de corriente de 10 amp/dm^2 y el rendimiento de corriente es del 32%.
m.A.(K = 39, Mn = 55)

a) 22,63 g b) 7,54 c) 3,23
d) 11,31 e) 4,52

32. La reducción del nitrobenceno $C_6H_5NO_2$, en ácido sulfúrico concentrado en un cátodo de platino da lugar a fenilhidroxilamina, C_6H_5NHOH, que se transforma rápidamente en p – aminofenol, $C_6H_4(OH)NH_2(I,4)$. Calcular la cantidad de p – aminofenol producido en 3 horas en una cuba que funciona a 50 Amp. con un rendimiento de corriente del 25%;

a) 152 g b) 38,12 g c) 76,24 g
d) 31,82 g e) 125 g

33. En un baño de niquelar, se introduce como cátodo un objeto metálico cuya superficie total es de 80cm^2. Si se opera a una densidad de corriente de 2,2 Amp/dm^2 y el rendimiento de corriente es del 94%. Calcular el tiempo que debe durar la electrólisis para que el recubrimiento de níquel tenga un espesor de 0,02mm. La densidad del níquel es de 8,9 g/cm^3.
m.A.(Ni = 59)

a) 47 min b) 45 min c) 50 min
d) 16.54 min e) 59 min

34. Por electrólisis de una disolución de carbonato sódico con algo de acetato sódico y utilizando ánodos de plomo se forma y precipita albayalde, un carbonato básico de plomo de fórmula $(2PbCO_3).Pb(OH)_2$. Calcular; la cantidad de albayalde que se obtiene por hora en una cuba que funciona a 3000amp. con un rendimiento de corriente del 97%.
m.A.(Pb = 207)

a) 3,542 g b) 3872 g c) 4207 g
d) 5425 g e) 6327 g

35. En un baño cianurado de cobre y zinc, se introduce como cátodo una lámina de hierro de 36 cm^3 de superficie total y se electroliza durante 50minutos a una densidad de corriente de 0,3 amp/dm^2. Sobre la lámina se depositan 0.106 g de latón de un 71,3% de cobre. Calcular el rendimiento de la corriente. El cobre se encuentra en la disolución en forma cuprosa.
m.A.(Cu = 63.5, Zn = 65.4)

a) 17,4% b) 27,9% c) 63,1%
d) 36,2% e) 43,6%

36. Un acumulador de plomo, Pb/ H_2SO_4/PbO_2 está constituido por láminas de plomo, recubiertas por plomo esponjoso activo, unidas al polo negativo, y por dióxido de plomo, unidas al polo positivo introducidas 500 cm^3 de ácido sulfúrico 8,2 normal. Al suministrar el acumulador 10 amperes – hora. Calcular:

a) 0,75 N b) 0,82 N c) 0,95 N
d) 1,05 N e) 1,65 N

37. Para depositar todo el Cu y el Cd de una disolución de $CuSO_4$ y $CdSO_4$ en agua, se han necesitado 1,20 faraday de electricidad. La mezcla de Cu y el Cd que se ha depositado pesaba 50,36 g. ¿Cuántos gramos de $CuSO_4$ había en la disolución?
m.A.(Cu = 63.5, Cd = 112.4)

a) 37,45 b) 47,58 c) 52,65
d) 55,68 e) 62,42

38. Se ha electrolizado una determinada disolución de K_2SO_4 usando electrodos de platino. El volumen total de los gases desprendidos, medidos en condiciones normales fue de 67,2 ml. Suponiendo que la eficacia de la corriente es del 100% y que no hay pérdida de gases al recogerlos y medirlos, ¿cuántos culombios de electricidad se han consumido?

a) 197000 b) 215000 c) 283000
d) 386000 e) 210000

39. Cuando se electroliza una disolución de ***KI*** usando electrodos de plata porosa, se desprende gas H_2 en el electrodo negativo (cátodo) y se deposita ***AgI*** insoluble en los poros del electrodo positivo (ánodo). Todo el ***AgI*** que se forma queda adherido en los poros del ánodo. Al final del experimento, el ánodo ha aumentado de peso en 5,076 g y se han recogido 530 ml de H_2, medidos a 27° C y a 720 mmHg de presión. Calcular el peso atómico del yodo.
m.A.(Ag = 108)

a) 123,0 b) 128,1 c) 138,2
d) 141,0 e) 145,8

40. Señale lo correcto respecto a la electrólisis del $NaCl_{(ac)}$ concentrado:

a) En el ánodo se produce oxígeno gaseoso.
b) En el cátodo se obtiene Cl_2.
c) En el ánodo se produce hidrógeno gaseoso.
d) En el cátodo se produce la reducción del Na^+.
e) Uno de los productos formados es NaOH.

41. Una celda electrolítica contiene una disolución de $CuSO_4$ y un ánodo de cobre impuro. Calcular los kilogramos de cobre que se refinarán, es decir, los que se depositan en el cátodo, con una corriente de 150 A durante 24 horas.
m.A. (Cu = 63.5)

a) 2,13 b) 4,26 c) 8,53
d) 3,19 e) 5,33

42. Determine la cantidad de carga que se debe utilizar sobre NaCl fundido para desprender 8.40 L de Cl_2 a condiciones normales.
m.A. (Na = 23: Cl = 35,5)

a) 193000 C b) 72375 C
c) 289500 C d) 144750 C
e) 241250 C

43. Se hace pasar por una disolución de sal de oro, la misma cantidad de electricidad que es capaz de depositar 4.316 g de plata; depositándose 2.628 g de oro. Determinar la masa equivalente del oro y el estado de oxidación que presenta en la sal
m.A (Ag = 107.9, Au = 197.1)

a) 197,1 ; +3 b) 197,1 ; +1 c) 65,7; +1
d) 65,7 ; +3 e) 98,55 ; +2

44. Una corriente de 2A pasa simultáneamente a través de disoluciones de HNO_3 y H_2SO_4 durante dos horas. Determinar el volumen total de hidrógeno liberado, medido en condiciones normales.

a) 0,836 L b) 2,51 c) 3,34
d) 1,67 e) 4,18

45. Calcular las horas requeridas para depositar todo el Ni contenido en 400 mL de una disolución acuosa 0,35 M de $NiSO_4$, utilizando una corriente de 0,650 A
m.A (Ni = 59)

a) 180,08 b) 11,54 c) 216,16
d) 54,04 e) 162,12

46. Si 250 mL de una solución acuosa de $CuCl_2$ 0.40M se electroliza usando una corriente de 3 A durante 45 minutos. Determinar la concentración final del Cu^{2+} en la disolución suponiendo que la variación de volumen es despreciable.

a) 0,167 M b) 0,336 M c) 0,064 M
d) 0,176 M e) 0,232 M

47. Se electroliza una disolución acuosa de $CuSO_4$. Si en el ánodo se liberan 5 g de $O_{2(g)}$ medidos en condiciones normales. Determinar la concentración molar del H^+ en la solución resultante cuyo volumen es de 500 mL.

a) 1,25M b) 0,625 M c) 1,875 M
d) 3,125 M e) 2,50 M

48. Respecto a las siguientes proposiciones:
I. En la electrólisis de una solución acuosa de Na_2SO_4 0.01M, se libera H_2 en el cátodo.
II. En una celda electrolítica de $CuSO_{4(ac)}$, se deposita cobre en el cátodo.
III. Una solución concentrada de NaCl libera O_2 en el ánodo durante una electrólisis.
Es correcto afirmar:

a) Solo I b) Solo II c) Solo III
d) I , II y III e) I y II

49. Señale verdadero (V) o falso (F) según corresponda respecto a la electrólisis:
* En la electrólisis de una solución acuosa de cloruro de sodio, se obtiene hidrógeno gaseoso en el cátodo.
* En la electrólisis del agua acidulada, se obtiene oxígeno gaseoso en el cátodo.
* En la electrólisis de una solución acuosa de $CuSO_4$, se obtiene Cu en el cátodo y oxígeno en el ánodo.

a) FVV b) FFV c) VFV
d) VFF e) VVV

50. Se somete a electrólisis 2 litros de agua, usando una corriente de 6 ampere durante 5 minutos. Determine el volumen de H_2 a condiciones normales producido en este tiempo.

a) 278 mL b) 557 mL c) 209 mL
d) 2226 mL e) 3240 mL

51. Determine la masa de $MgSO_4$ que se puede descomponer por el paso de 3,86 A durante 25 minutos.
m.A. (Mg = 24; S = 32)

a) 0,9 g b) 1,2 g c) 1,8 g
d) 3,6 g e) 2,4 g

52. En la electrólisis de una solución de $Cu(NO_3)_2$, determine cuántos equivalentes gramo de esta sal se descomponen al paso de $5{,}79.10^5$ C

a) 2 b) 3 c) 4
d) 5 e) 6

53. Una corriente de 3,86 amperios circula durante dos horas a través de una celda electrolítica que contiene agua acidulada. ¿Qué volumen de O_2, medidos a condiciones normales se liberan en el ánodo?

a) 3,225 L b) 1,612 c) 6,451
d) 2,150 e) 4,3

54. Se hace pasar por una disolución de una sal de oro una cierta corriente, depositándose en el cátodo 3,94g de oro. Si la misma corriente deposita 6,48g de plata en el mismo tiempo, señale el estado de oxidación del oro en dicha sal.
mA (Au = 197, Ag = 108)

a) +1 b) +2 c) +3
d) +4 e) -1

55. Se hace pasar una corriente de 5,79 A durante 8 minutos a través de una celda electrolítica que contiene una disolución de cloruro de platino. Si en el cátodo se depositan 1,4 g de platino, determine la formula de la sal de platino.
mA (Pt = 195,08)

a) $Pt(ClO_2)_2$ b) $Pt(ClO_4)_2$ c) $PtCl_2$
d) PtCl e) $PtCl_4$

56. ¿Cuánto tiempo llevará depositar 281 g de cadmio en el cátodo de una celda electrolítica que contiene $CdCl_2$, usando una corriente de 125 amperios?
mA (Cd = 112,4 , Cl = 35,5)

a) 1,07 horas b) 2,14 horas
c) 3,24 horas d) 1,28 horas
e) 5,35 horas

57. Determine la carga eléctrica requerida en una celda para la producción de 367,5g de $NaClO_4$ a partir de $NaClO_3$.
mA (Na = 23, Cl = 35,5)

a) 193000 C b) 193000 C
c) 386000 C d) 482500 C
e) 579000 C

58. Determine cuántas horas necesita una corriente de 3 amperios para descomponer electrolíticamente 18 g de agua.

a) 35,7 h b) 53,6 h c) 17,8 h
d) 7,14 h e) 1,07 h

59. Con respecto a las celdas electrolíticas:
I. En el cátodo, ocurre la reducción.
II. Las reacciones rédox producidas ocurren espontáneamente.
III. Los electrones fluyen por el circuito externo del cátodo al ánodo.
Es correcto afirmar:

a) I y II b) I y III c) II y III
d) I, II y III e) Solo I

60. A través de una celda se hace pasar una corriente de 0,5 ampere durante 5 segundos. Indicar la cantidad de Cu^{+2} que se deposita en el cátodo. (Cu=63,5).

a) 0,13 g b) 0,16 g c) 0,11 g
d) 0,09 g e) 0,036 g

Claves

01.	c
02.	e
03.	c
04.	a
05.	d
06.	d
07.	e
08.	d
09.	b
10.	e
11.	c
12.	a
13.	c
14.	c
15.	d
16.	c
17.	e
18.	d
19.	b
20.	a
21.	b
22.	c
23.	c
24.	a
25.	a
26.	b
27.	a
28.	c
29.	a
30.	a

31.	a
32.	b
33.	a
34.	c
35.	c
36.	a
37.	d
38.	d
39.	d
40.	e
41.	b
42.	b
43.	d
44.	c
45.	b
46.	e
47.	a
48.	e
49.	c
50.	c
51.	d
52.	
53.	e
54.	c
55.	e
56.	a
57.	e
58.	c
59.	e
60.	b

Capítulo

28

INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA ORGÁNICA

WÖHLER, FRIEDRICH (1800-1882)

(Eschersheim, actual Alemania, 1800-Gotinga, id., 1882) Químico alemán. Discípulo de L. Gmelin y de J. Berzelius, enseñó desde 1836 en la Universidad de Götinga. Su nombre está unido sobre todo a la síntesis de la úrea (1828), que tuvo una gran repercusión en el desarrollo de la química en el siglo XIX, al echar por tierra la teoría que defendía que los compuestos orgánicos no pueden ser preparados mediante procesos de síntesis. Conjuntamente con Liebig, llevó a cabo investigaciones sobre el ácido úrico y sus derivados. Obtuvo además por primera vez Aluminio puro por la acción del Potasio sobre el cloruro de dicho metal (1827), aisló el Berilio y el Itrio y efectuó importantes descubrimientos sobre el Silicio y el Boro, de los cuales preparó la forma cristalina. Obtuvo acetileno por la reacción del agua con el carburo de calcio (1862) y con sus trabajos sobre el cianato de plata contribuyó al descubrimiento de la isomería.

¿QUÉ ES LA QUÍMICA ORGÁNICA?

La ***Química Orgánica*** es la parte de la química que estudia los compuestos de Carbono. Los ***compuestos o moléculas orgánicas*** son los compuestos químicos basados en Carbono, Hidrógeno y Oxígeno, y muchas veces con Nitrógeno, Azufre, Fósforo, Boro, Halógenos. No son moléculas orgánicas los carburos, los carbonatos y los óxidos del carbón.

Las moléculas orgánicas pueden ser:

Moléculas orgánicas naturales: Son las sintetizadas por los seres vivos y se llaman biomoléculas, que son estudiadas por la bioquímica.

Moléculas orgánicas artificiales: Son sustancias que no existen en la naturaleza y han sido fabricadas por el hombre como los plásticos. La mayoría de los compuestos orgánicos puros se producen artificialmente.

La línea que divide las moléculas orgánicas de las inorgánicas ha originado polémicas e históricamente ha sido arbitraria; pero generalmente, los compuestos orgánicos tienen carbono con enlaces de hidrógeno, y los compuestos inorgánicos no. Así el ácido carbónico (H_2CO_3) es inorgánico, mientras que el ácido fórmico (HCOOH), es orgánico. El anhídrido carbónico y el monóxido de carbono, son compuestos inorgánicos.

La *etimología* de la palabra "orgánico" significa que procede de órganos, relacionado con la vida, en oposición a inorgánico que sería el calificativo asignado a todo lo que carece de vida.

Para los químicos antiguos, las sustancias orgánicas procederían de fuentes animales o vegetales, mientras las sustancias inorgánicas serían las de procedencia mineral. Aunque durante muchos años se creyó que entre química orgánica y química inorgánica existía una barrera infranqueable, a principios del siglo XIX, tras conseguir el químico alemán Wöhler sintetizar la úrea, un producto orgánico, a partir de sustancias inorgánicas, se comprobó que tal división era artificial, algo que es completamente evidente en la química moderna.

IMPORTANCIA DE LA QUÍMICA ORGÁNICA

1. Más del 95% de las sustancias químicas conocidas son compuestos del carbono y más de la mitad de los químicos actuales en el mundo se denominan a sí mismos químicos orgánicos.

2. Todos los compuestos responsables de la vida (ácidos nucleicos, proteínas, enzimas, hormonas, azúcares, lípidos, vitaminas, etc.) son sustancias orgánicas.

3. El progreso de la Química Orgánica permite profundizar en el esclarecimiento de los procesos vitales.

4. La industria química (fármacos, polímeros, pesticidas, herbicidas, etc.) juega un papel muy importante en la economía mundial e incide en muchos aspectos de nuestra vida diaria con sus productos.

5. Intelectualmente es muy estimulante puesto que:

- Posee una estructura muy lógica.
- Hace un uso considerable de símbolos lógicos.
- Utiliza el principio de analogía y el razonamiento deductivo.
- Se caracteriza por un cierto contenido artístico.
- El elemento más importante de la Química Orgánica es el carbono. El esqueleto de los compuestos orgánicos está constituido por cadenas carbonadas. Los carbonos saturan la mayor parte de sus valencias con hidrógeno, por lo que este elemento es también muy abundante en los compuestos orgánicos.
- Los compuestos orgánicos naturales tienen muy a menudo oxígeno, nitrógeno, fósforo, azufre y halógenos.
- Los Químicos Orgánicos han sintetizado una gran cantidad de compuestos no naturales que contienen otros

elementos como boro y silicio, así como una gran variedad de metales. Todos estos compuestos artificiales son de enorme importancia como intermedios y/o reactivos en Síntesis Orgánica.

CARACTERÍSTICAS GENERALES DE LOS COMPUESTOS ORGÁNICOS

a. Todos los compuestos orgánicos contienen carbono en sus moléculas. a veces combinado sólo con hidrógeno y otros además, con oxígeno y nitrógeno (C , H , O , N). Estos cuatro elementos son los principales constituyentes de los cuerpos orgánicos. También, pero con menor frecuencia, se puede encontrar azufre, fósforo, halógenos, arsénico, y otros.
   Algunos compuestos del carbono como: monóxido de carbono (CO), dióxido de carbono (CO_2), carbonatos, carburos y cianuros metálicos, se estudian dentro de la química inorgánica.
b. El número de compuestos del carbono es muy grande, y aunque no existe una barrera entre los compuestos orgánicos e inorgánicos, estos últimos representan una cantidad mucho menor con relación a la totalidad de los compuestos.
c. Las reglas de nomenclatura para los compuestos orgánicos, en general son diferentes a las de los inorgánicos
d. En los compuestos orgánicos, los átomos de carbono tienen la particularidad de unirse unos con otros formando cadenas carbonadas con o sin ramificación, abiertas o cerradas y mediante enlaces simples, dobles y / o triples.
e. Los compuestos orgánicos tienen bajos puntos de fusión (inferior a los 400°C) en tanto que los inorgánicos se funden a altas temperaturas(a veces sobrepasan los 1000°C)
f. Los compuestos orgánicos reaccionan en forma lenta, las reacciones de los compuestos inorgánicos son casi instantáneas. Debido al enlace covalente entre los átomos que forman las moléculas de los compuestos orgánicos, estos no conducen la corriente eléctrica, por otro lado, muchos de los inorgánicos se ionizan y son buenos conductores eléctricos
g. La gran mayoría de los compuestos orgánicos son volátiles, inflamables y combustibles. Los inorgánicos no lo son.
h. Los compuestos orgánicos presentan la propiedad de la isomería, esto es, puede haber dos o más sustancias cuyas moléculas están formadas por el mismo número de átomos, pero las sustancias presentan propiedades físicas y/o químicas diferentes.

Formas de presentación del carbono

El carbono solo constituye el 0.08% del conjunto de la litósfera, hidrósfera y atmósfera. Aparece en la corteza terrestre en forma de rocas de carbonato de calcio o magnesio. En la atmósfera lo encontramos principalmente en forma de gas carbónico (CO_2) y monóxido de carbono (CO).

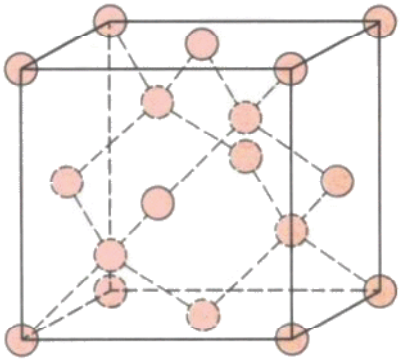
Existen algunos depósitos de carbono elemental en forma de diamante y grafito:

* ***Grafito****:* es la forma alotrópica más estable del carbono a temperatura y presión ordinarias. Es blando, negro y resbaladizo, con una densidad de 2,25 g/cm^3. Sus propiedades están ligadas a su estructura; ésta consta de átomos de carbono ordenados de capas planas de anillos de seis miembros. Tres de los cuatro electrones de valencia de cada átomo de carbono participan en los enlaces con los carbonos de su mismo plano, mientras que el cuarto electrón forma un enlace mas débil perpendicular a dichos planos. Las capas pueden deslizarse horizontalmente con facilidad al romperse esos enlaces y forman otros nuevos. Debido a ello el grafito lo utilizan como lubricante, como aditivo para aceites de motores y en la fabricación para minas de lápices. Otra propiedad es que el grafito tiene la capacidad de conducir la electricidad.

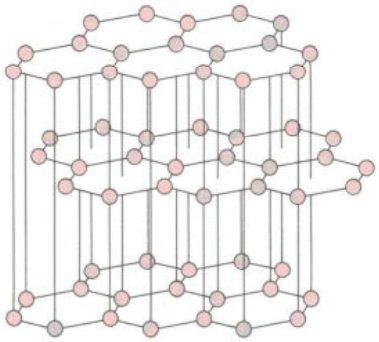
* ***Diamante:*** a diferencia del grafito, el diamante es una de las sustancias mas duras que se conoce. Es incoloro, no conduce la electricidad y es mas denso que el grafito, 3.53 g/cm^3. Estas propiedades corresponden a su estructura: una red de átomos distribuidos en forma de tetraedro, separados de sus átomos vecinos por solo 1.54 Å. En esta estructura, se presentan enlaces muy fuertes sin que haya electrones débilmente retenidos. Por ello el diamante es muy duro, no conduce la electricidad y tiene el punto de fusión mas elevado que se conoce de un elemento el cual es cerca de 3570° C.

Los ***fullerenos*** tienen una estructura similar al grafito, pero el empaquetamiento hexagonal se combina con pentágonos (y posiblemente heptágonos), lo que curva los planos y permite la aparición de estructuras de forma esférica, elipsoidal y cilíndrica. El constituido por 60 átomos de carbono, presenta una estructura tridimensional similar a un balón de fútbol. Las propiedades de los fullerenos no se han determinado por completo y aún se siguen investigando.

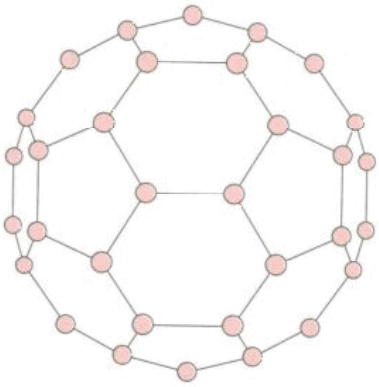
A esta familia pertenecen también los ***nanotubos*** de carbono, de forma cilíndrica rematados en sus extremos por hemiesferas (fullerenos), y que constituyen uno de los primeros productos industriales de la nanotecnología.



(a) diamante



(b) Grafito



(c) Estructura molecular del fullereno C_{60}

Figura 22.1: Estructura de los alótropos del carbono.

PROPIEDADES DEL CARBONO

Si bien la división de la química en orgánica e inorgánica no tiene fundamentos teóricos, ya que los fenómenos químicos que se estudian en una y otra son los mismos, se conserva dicha clasificación, por convenir a la enseñanza y por una serie de características particulares de los compuestos del carbono, entre las que se podrían citar las siguientes:

1. Tetravalencia:

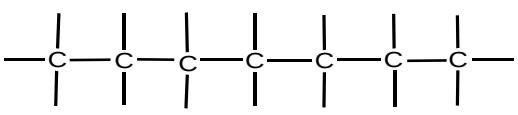
El átomo de carbono en todo compuesto orgánico es tetravalente, es decir, en forma implícita se acepta la formación de cuatro enlaces covalentes.

El átomo de ***oxígeno*** es divalente.
El átomo de ***nitrógeno*** es trivalente.
El átomo de ***hidrógeno*** es monovalente.

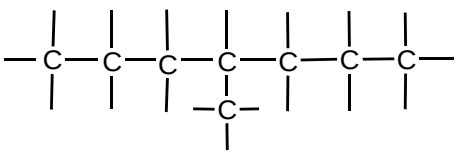
2. Autosaturación:

El átomo de carbono, típicamente tiene la capacidad de combinarse con otros átomos de carbono formando cadenas carbonadas con o sin ramificaciones, abiertas, cerradas y mediante enlaces simples dobles y/o triples.

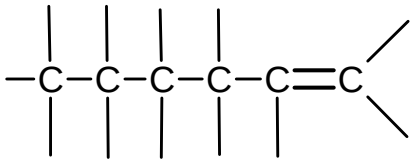
* Cadena alifática saturada y no ramificada.



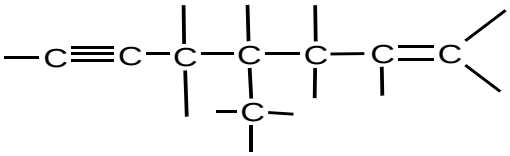
* Cadena alifática saturada y ramificada.



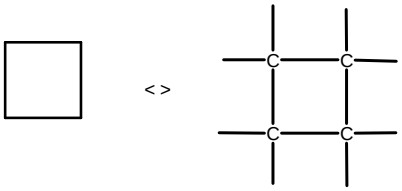
* Cadena alifática insaturada no ramificada.

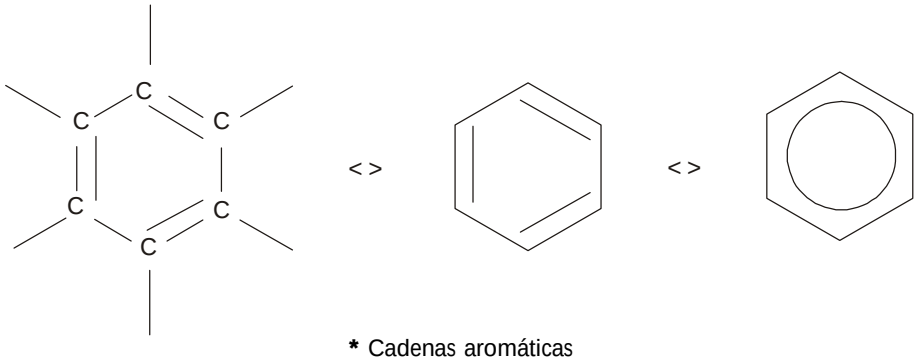


* Cadena alifática insaturada y ramificada.

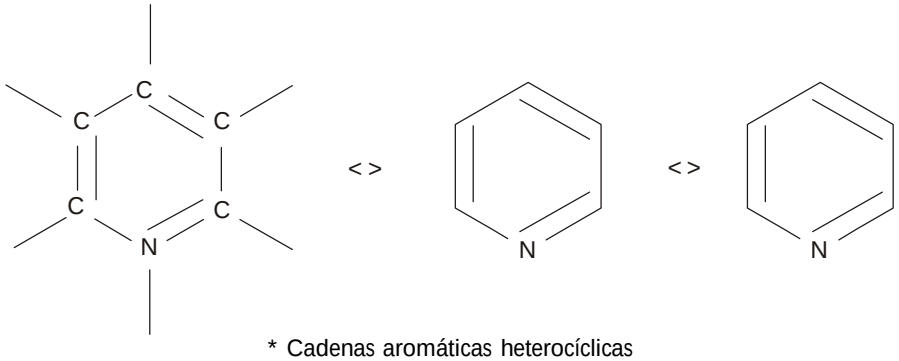


* Cadena alifática saturadas y cíclica

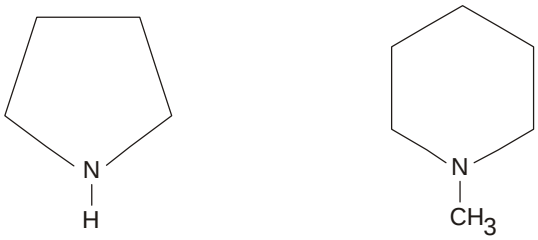




***** Cadenas aromáticas



* Cadenas aromáticas heterocíclicas



* Cadenas heterocíclicas

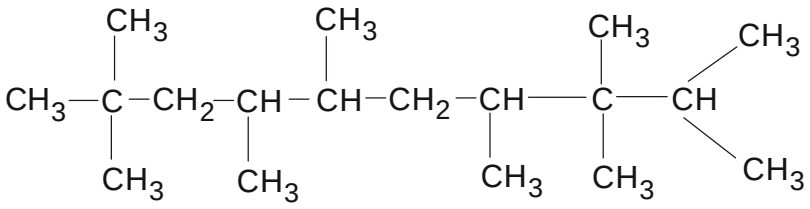
* Cadenas policíclicas

Clasificación de carbonos saturados

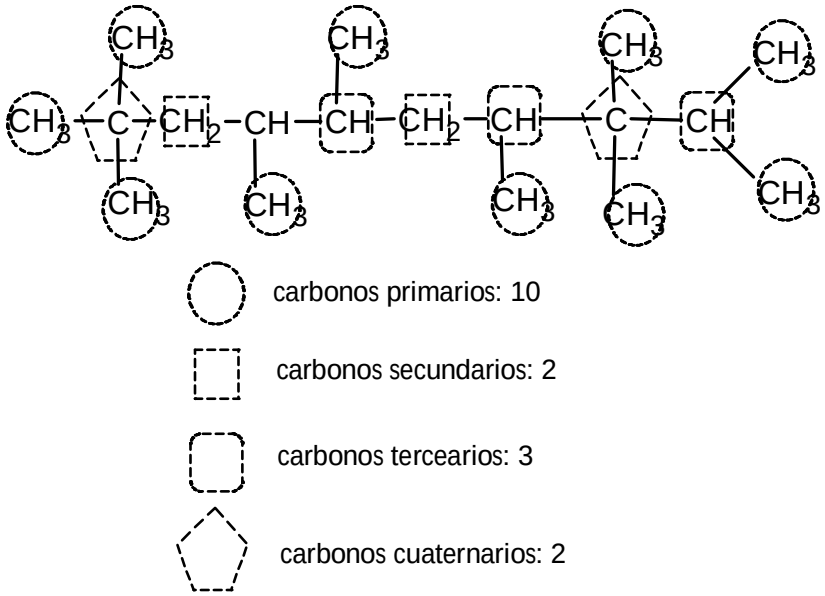
Los átomos de carbono con hibridación sp^3 se pueden clasificar como primarios, secundarios, terciarios o cuaternarios, de acuerdo a que estén directamente unidos a 1 , 2 , 3 y 4 átomos de carbono, respectivamente.

# $C_{directamente\ unidos}$	*Tipo de carbono*
1	primario
2	secundario
3	terciario
4	cuaternario

Determine cuántos carbonos primarios, secundarios, terciarios y cuaternarios están presentes en los siguientes hidrocarburos.



Solución:



SERIE HOMÓLOGA

Todos aquellos compuestos que poseen uno o mas grupos funcionales comunes y sólo se diferencian en el número de grupos de - CH_2 - constituyen una serie homóloga. Los miembros de ésta serie se denominan *Homólogos.*

* La serie Homóloga de los alcanos :

$CH_3(CH_2)_KCH_3$

$CH_3(CH_2)_{K+1}CH_3$

* La serie homóloga de los aldehidos :

$CH_3(CH_2)_KCHO$

$CH_3(CH_2)_{k+1}CHO$

* La serie homóloga de los ácidos carboxílicos :

$CH_3(CH_2)_KCOOH$

$CH_3(CH_2)_{K+1}COOH$

FÓRMULAS DE LOS COMPUESTOS ORGÁNICOS

Se define como fórmula a toda combinación de símbolos y subíndices que indican los componentes de una sustancia y sus proporciones estequiométricas. Las fórmulas pueden ser:

FÓRMULAS EMPÍRICAS:

Indican la proporción de los elementos según los números enteros más sencillos.

FÓRMULAS MOLECULARES:

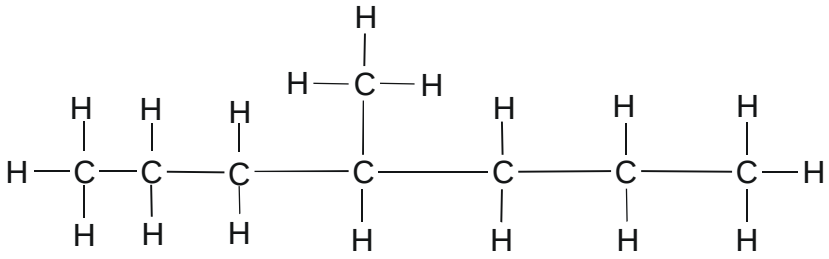
Indica el número real de átomos químicamente combinados, en la formación de la molécula.

Fórmula Molecular	*Fórmula Empírica*
C_6H_6	CH
$C_2H_4O_2$	CH_2O

Según el grado de explicitación, las fórmulas se pueden clasificar:

FÓRMULAS DESARROLLADAS:

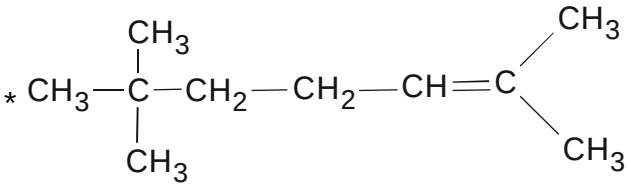
Incluyen todos los átomos y los enlaces de los átomos.



FÓRMULAS SEMIDESARROLLADAS:

Incluyen todos los átomos y los enlaces de los átomos, excepto los enlaces C - H.

* $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3$

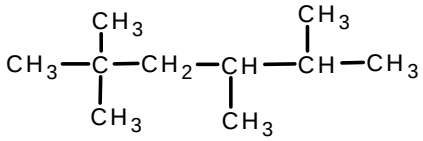


FÓRMULAS CONDENSADAS:

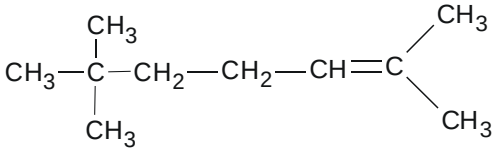
Incluyen todos los átomos, pero utilizan líneas de enlace tan sólo para significar alguna característica estructural o para aclarar la figura. Los enlaces múltiples, no obstante, en general, se señalan con líneas. Con frecuencia se utilizan paréntesis para indicar grupos que se repiten:

* $CH_3(CH_2)_5CH_3$ equivale a : $CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_3$

* $(CH_3)_3CCH_2CH(CH_3)CH(CH_3)_2$ equivale a:

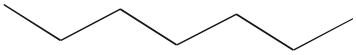


* $CH_3C(CH_3)_2CH = C(CH_3)_2$ equivale a:

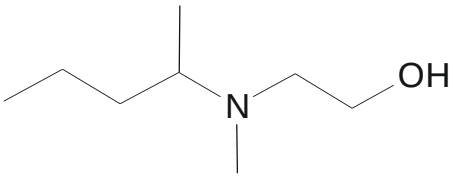


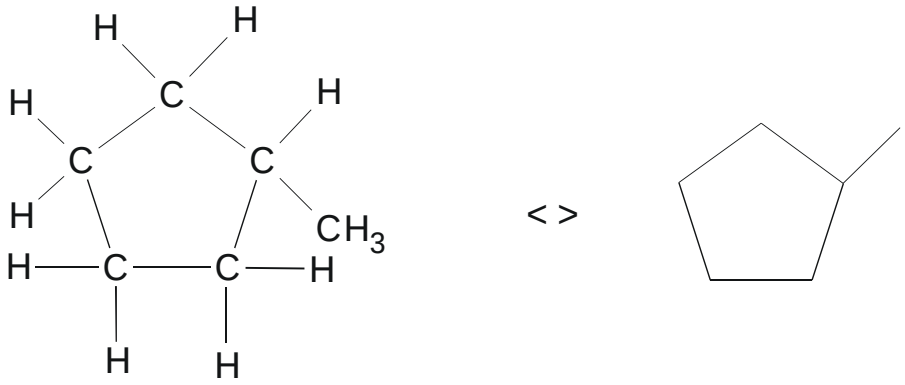
La notación de enlaces mediante líneas constituye una simplificación todavía mayor de la designación estructural. Los enlaces se representan mediante líneas, donde los átomos de carbono son los extremos de las líneas o la intersección de éstas. Se admite implícitamente que los átomos de hidrógeno necesarios para cumplir la tetravalencia están presentes. Los heteroátomos (átomos diferentes al carbono y al hidrógeno) sí se representan, asi como sus respectivos hidrógenos. La notación de enlaces mediante líneas es el método usual para representar estructuras cíclicas.

* $CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$ equivale a:



* $CH_3CH_2CH_2CH(CH_3)NHCH_2CH_2OH$ equivale a :





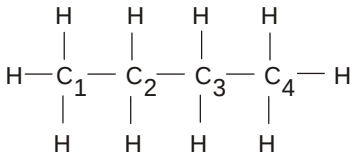
ISOMERÍA

La existencia de moléculas que poseen la misma fórmula molecular y propiedades distintas se conoce como isomería. Los compuestos que presentan esta característica reciben el nombre de isómeros.
La isomería puede ser de dos tipos:

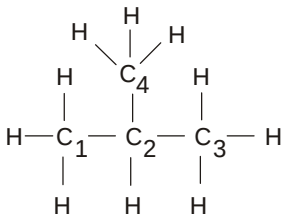
- ***Isomería constitucional***
- ***Isomería en el espacio o estereoisomería***

1. ***ISOMERÍA CONSTITUCIONAL***

Los isómeros constitucionales o estructurales son los que difieren en el orden en el que se enlazan los átomos en la molécula (diferente conectividad de átomos). Por ejemplo, el n-butano y el metilpropano son dos isómeros estructurales con fórmula molecular C_4H_{10}. En el n-butano hay carbonos primarios y secundarios, mientras que en el isobutano hay 3 carbonos primarios y 1 terciario.



n-butano

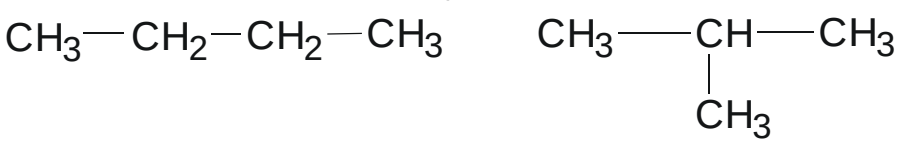


metilpropano

La isomería constitucional se clasifica en:

* ***Isomería de cadena u ordenación***.

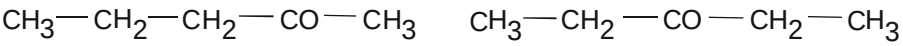
Son aquellos isómeros estructurales que tienen distribuidos los átomos de carbono de la molécula de forma diferente. Sus propiedades químicas esencialmente son semejantes, variando sus propiedades físicas.



Alcano no ramificado Alcano ramificado

* ***Isomería de posición.***

La presentan aquellos compuestos que teniendo las mismas funciones químicas, éstas se encuentran enlazadas a átomos de carbono que tienen localizadores diferentes. Sus propiedades químicas esencialmente son semejantes, variando sus propiedades físicas.



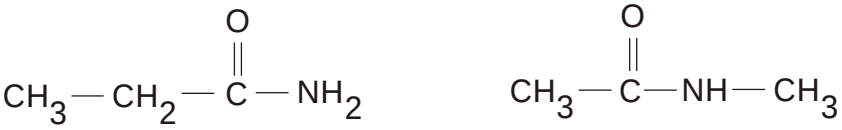
* ***Isomería de función.***

La presentan aquellos compuestos que tienen distinta función química. Sus propiedades físicas y químicas generalmente son diferentes.

Alcohol Éter

* ***Metámeros.***

Tienen el mismo grupo funcional sustituido de formas distintas.



GRUPOS FUNCIONALES

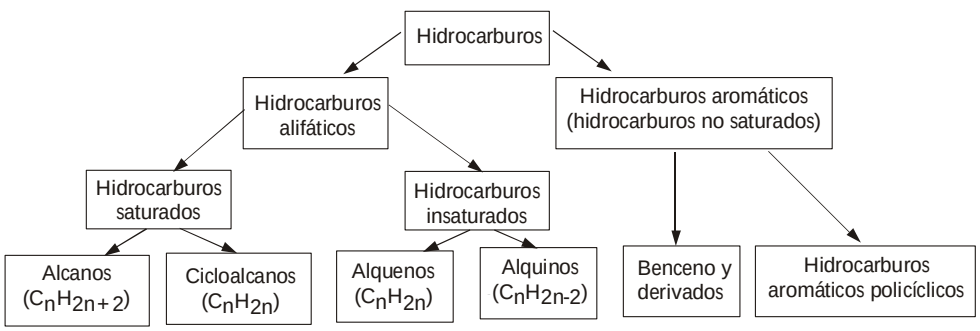
En los compuestos orgánicos suelen haber otros elementos además del carbono y el hidrógeno. Estos elementos aparecen en agrupaciones diferenciales de uno o varios átomos. En algunos casos, estas agrupaciones de átomos sustituyen a los átomos de H en las cadenas o anillos de hidrocarburos. En otros casos pueden incluir a los propios átomos de C. Por ejemplo, el grupo carbonilo está formado por un átomo de C del esqueleto estructural al que se une por un doble enlace un átomo de O ($>C=O$). Estas agrupaciones de átomos diferenciales se denominan ***grupos funcionales***, y a veces el resto de la molécula se representa por el símbolo R, que suele representar un grupo alquilo. Las propiedades físicas y químicas de las moléculas orgánicas dependen generalmente de los grupos funcionales que tengan. El resto de la molécula (R) suele tener poca influencia en estas propiedades.

Por este motivo, una manera conveniente de estudiar química orgánica consiste en considerar las propiedades asociadas con los grupos funcionales específicos. En los capítulos posteriores ya los grupos funcionales tales como el grupo -OH de los alcoholes y el grupo -COOH de los ácidos carboxílicos.

> El ***grupo funcional*** es todo agregado de uno o más átomos de una molécula que confiere a éstas propiedades y comportamiento característicos e independiente de la cadena carbonada a la que pueda estar unido.

HIDROCARBUROS

Son compuestos binarios exclusivamente formados por la combinación de carbono e hidrógeno. De acuerdo a la cadena carbonada y al tipo de enlace químico implicado se puede dividir según el siguiente esquema:



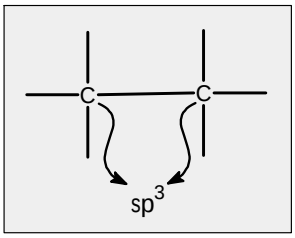
Los hidrocarburos se nombran en base a un sistema de prefijos y sufijos que denotan en el primer caso el número de carbonos y en el segundo caso el tipo de enlace químico implicado.

Prefijo	***# C***	***Prefijo***	***# C***
met	1	undec	11
et	2	dodec	12
prop	3	tridec	13
but	4	tetradec	14
pent	5	pentadec	15
hex	6	hexadec	16
hept	7	heptadec	17
oct	8	octadec	18
non	9	nonadec	19
dec	10	icos*	20

* El prefijo ***eicos*** ha sido eliminado en 1979.

ALCANOS

Estructura:



NOMBRES ADICIONALES: HIDROCARBUROS SATURADOS, HIDROCARBUROS PARAFÍNICOS (DEL LATÍN:"*PARUM AFFINIS*", POCA AFINIDAD).

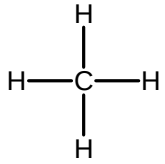
Fuente Natural: El petróleo

Fórmula Global: C_nH_{2n+2}

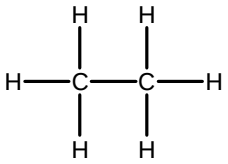
$\# \sigma = 3n+1$

Usos frecuentes: Combustible, solventes orgánicos.

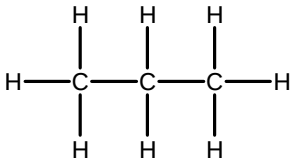
Propiedades físicas: densidad < 1 g/mL, insolubles en agua, volátiles, inflamables y combustibles. El metano es uno de los ***hidrocarburos saturados,*** esto es, un hidrocarburo en el cual todos los átomos de carbono están enlazados al número máximo de átomos de hidrógeno. No hay enlaces carbono-carbono dobles ni triples, que disminuyan el número de átomos de hidrógeno. Una serie de hidrocarburos saturados es la serie de los alcanos. Los ***alcanos***, llamados también parafinas, son hidrocarburos saturados con la fórmula general C_nH_{2n+2}. Para ***n=1***, la fórmula es CH_4; para ***n=2***, la fórmula es C_2H_6; para ***n=3***, C_3H_8; etc. Las fórmulas desarrolladas de los tres primeros alcanos son:



metano

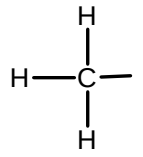
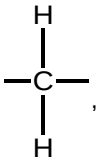
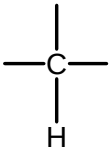


etano



propano

Las estructuras de los compuestos orgánicos con frecuencia se dan con fórmulas estructurales semidesarrolladas, en donde:

CH_3 significa  , CH_2 significa  , y CH significa 

Las fórmulas semidesarrolladas de los tres primeros alcanos son:

CH_4	$CH_3—CH_3$	$CH_3—CH_2—CH_3$
metano	etano	propano

y las fórmulas condensadas de que le corresponden a los tres primeros alcanos son:

CH_4	CH_3CH_3	$CH_3CH_2CH_3$

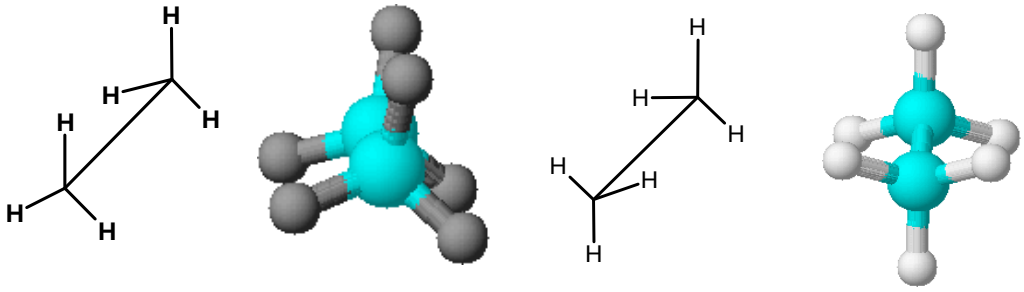
Los alcanos, una ***serie homóloga,*** es una serie de compuestos en la cual un compuesto difiere de otro precedente por un grupo -$\boldsymbol{CH_2}$-. Los miembros de esta serie homóloga tienen propiedades físicas que cambian regularmente a través de la serie en una forma regular. En la tabla 22.1 se enlistan los puntos de fusión y los puntos de ebullición de los diez primeros alcanos de cadena no ramificada.

Observe que la fórmula molecular del isobutano es C_4H_{10}, la misma que para el n-butano, el hidrocarburo de cadena no ramificada. El butano y el isobutano son isómeros estructurales y específicamente isómeros de cadena, compuestos con la misma fórmula molecular, pero con cadenas carbonadas diferentes. Debido a que estos isómeros tienen estructuras diferentes, sus propiedades físicas son diferentes.

Como las fuerzas de London se debilitan con las ramificaciones, los puntos de ebullición de los isómeros de cadena, disminuyen con el incremento de las ramificaciones.

CONFORMACIONES DE LOS ALCANOS

Los modelos de bolas y varillas permiten visualizar un importante tipo de movimiento de las moléculas de los alcanos; la rotación de un grupo respecto de otro en torno al enlace σ que los conecta. La figura muestra dos de las muchas orientaciones posibles de los grupos -CH_3 en la molécula de etano.



Conformación eclipsada — conformación alternada

Figura: Conformaciones notables del etano, debido a la libre rotación de los átomos de carbono sp^3.

En una de estas configuraciones, al examinar frontalmente la molécula, los dos conjuntos de enlaces C-H están justamente uno detrás del otro. Esta conformación se denomina ***conformación eclipsada***.

La distancia entre los átomos de H de los dos carbonos adyacentes es mínima, condición para que alcance un máximo de repulsión ente los átomos de H. Hay otra configuración denominada ***conformación alternada*** la cual es más estable que la eclipsada. A temperatura ambiente, las moléculas de etano tienen suficiente energía térmica para permitir la rotación libre de los grupos -CH_3 alrededor del enlace C-C, haciendo que todas las conformaciones sean accesibles a la molécula. Sin embargo, a temperaturas inferiores, el etano presenta principalmente la conformación alternada. En los alcanos superiores, aparecen situaciones similares.

NOMENCLATURA DE ALCANOS

La nomenclatura de compuestos orgánicos puede llegar a ser extraordinariamente compleja. En esta lección sólo se pretende dar unas nociones elementales de la misma. La ***IUPAC*** (*International Union of Pure and Applied Chemistry*) dicta las normas que se encuentran recogidas en libros especializados.

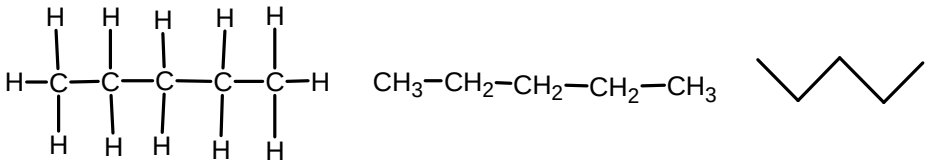
Pero en un curso de iniciación a la *Química Orgánica* es imprescindible que el alumno llegue a dominar las reglas elementales. Se podrán incluso admitir ciertos errores leves, siempre y cuando ***la proposición de un nombre conduzca de manera inequívoca a una fórmula química concreta***. Como en cualquier otro idioma científico, la ambigüedad es inadmisible si se quiere tener una comunicación precisa.

Las moléculas orgánicas constan de un esqueleto carbonado y de unas funciones, generalmente con heteroátomos, que determinan sus propiedades químicas. Lo primero que hay que saber, por tanto, es nombrar las cadenas carbonadas.

En el sistema de la IUPAC, los nombres de los compuestos orgánicos tienen al menos tres partes principales: ***prefijo(s) - raíz - sufijo***. Los *prefijos* especifican el número, localización, naturaleza y orientación espacial de los sustituyentes y otros grupos funcionales de la cadena principal. El *raíz* hace referencia a cuantos átomos de carbono hay en la cadena principal y el *sufijo* identifica al grupo funcional más importante presente en la molécula.

Este esquema, con algunas modificaciones, se usará para todos los demás compuestos orgánicos. Los principios generales son los mismos. La nomenclatura consiste en una secuencia de reglas tediosas que se aplican según un orden de prioridad ya establecido. En el presente texto, se usará una metodología que si se aplica paso a paso, producirá resultados correctos sin tener que memorizar muchas reglas.

Los compuestos orgánicos más sencillos desde un punto de vista estructural son los ***alcanos lineales.*** Estos alcanos consisten de cadenas no ramificadas de átomos de carbono, con sus respectivos hidrógenos, unidos por enlaces simples como se ilustra a continuación. Las siguientes tres representaciones del *n-pentano* son equivalentes.

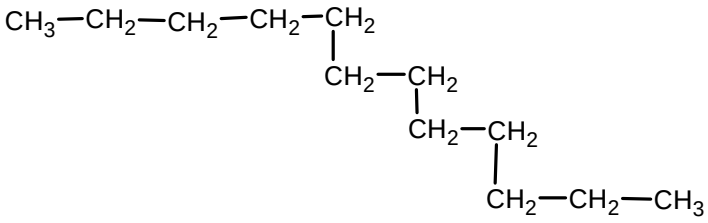


El nombre general de los alcanos no ramificados utiliza los prefijos de acuerdo al número de carbonos contenidos en su cadena, teminado en el sufijo *"ano"*. El nombre de los alcanos lineales más comunes se indica en la siguiente tabla:

Tabla 22.4: Nombres IUPAC de los alcanos lineales más comunes.

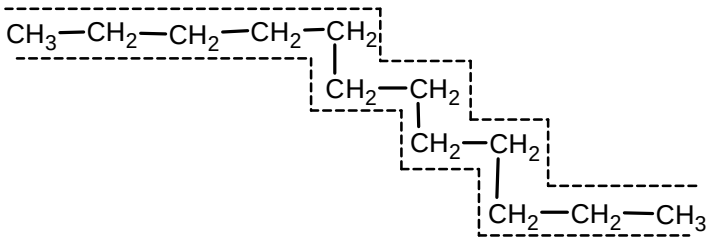
#C	***Nombre***	***#C***	***Nombre***	***#C***	***Nombre***
1	metano	7	n-heptano	13	n-tridecano
2	etano	8	n-octano	20	n-icosano
3	propano	9	n-nonano	21	n-henicosano
4	n-butano	10	n-decano	22	n-docosano
5	n-pentano	11	n-undecano	23	n-tricosano
6	n-hexano	12	n-decano	30	n-triacontano

Ejemplo: Nombrar el siguiente hidrocarburo



Solución

1. Determinar la cadena carbonada más larga, la cual será denominada cadena principal.

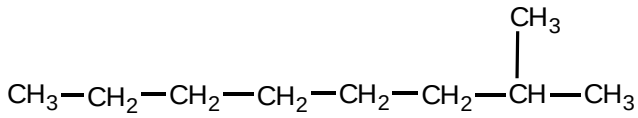


2. Como no existe ramificaciones se trata de un alcano no ramificado
3. Su nombre es: ***n-dodecano***.

En el caso de los ***alcanos ramificados acíclicos***, el nombre se basa en el principio de que estos compuestos se consideran derivados de la cadena carbonada más larga presente en el compuesto (cadena principal). De esta forma, el nombre de la *cadena principal* es el correspondiente al del alcano contenido en dicha cadena principal. Las ramificaciones o sustituyentes de la cadena principal se designan con prefijos adecuados y sus posiciones se especifican por medio de números relativos a esa cadena.

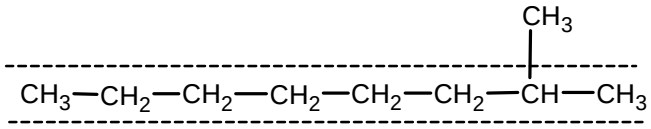
Para dar nombre a alcanos ramificados se puede seguir un procedimiento basado en una serie de reglas secuenciales las cuales se ilustrarán brevemente con el siguiente compuesto y, más en detalle, en las siguientes secciones.

Ejemplo: Nombrar el siguiente hidrocarburo:

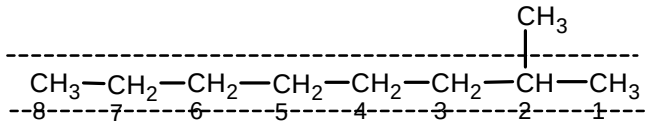


Solución:

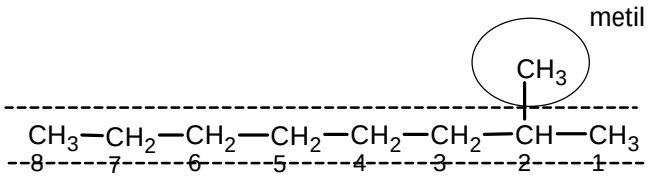
1. Encontrar la cadena principal. En este caso es la cadena de 8 átomos de carbono y le corresponde el nombre de octano.



2. Numerar la cadena principal desde un extremo al otro, de tal forma que se asigne el número más pequeño al primer punto de diferencia.



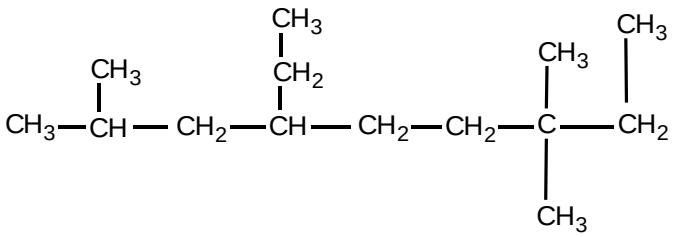
3. Normbrar cada sustituyente o ramificación diferente en la cadena principal. Si algún sustituyente se repite más de una vez se pueden utilizar prefijos multiplicadores para denotar dicha condición.



4. Alfabetizar los sustituyentes. No se considera los prefijos multiplicadores o los prefijos separados por un guión, para el ordenamiento alfabético.

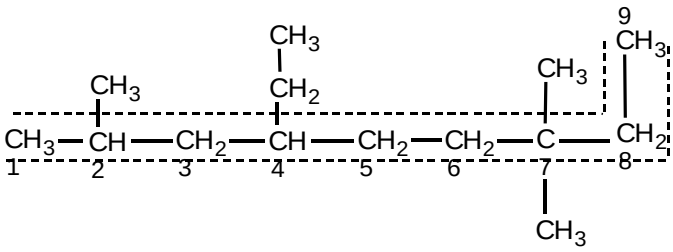
5. Escribir el nombre completo del compuesto como una sola palabra insertando prefijos de posición, multiplicativos, etc. antes de cada sustituyente y agregando el nombre de la cadena principal y sufijo "ano" al final del nombre: ***2-metiloctano***.

Ejemplo: Nombrar al siguiente hidrocarburo:

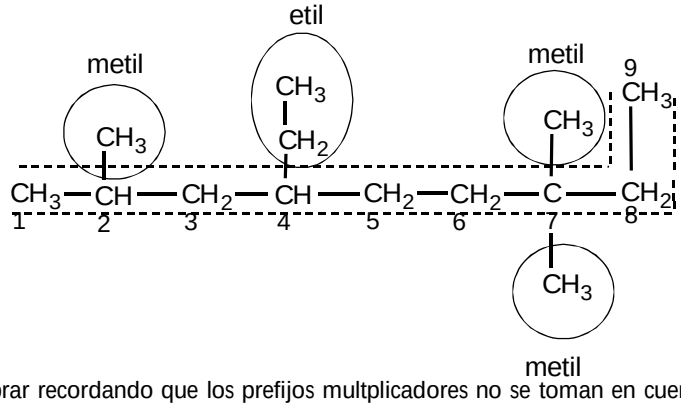


Solución

1. Encontrar y numerar la cadena principal. En este caso, es la cadena de 9 átomos de carbono y le corresponde el nombre de *nonano*. Para la numeración, se recomienda formar números con las posiciones de los sustituyentes y el menor número formado impone el sentido de la numeración. En este caso: ***2477<3368***.

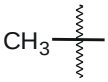
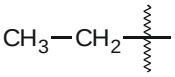
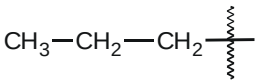
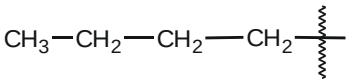
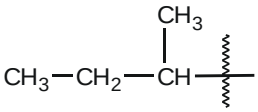
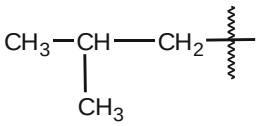
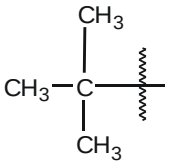
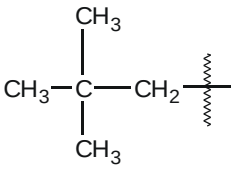


2. Identificar y normbrar cada sustituyente o ramificación diferente en la cadena principal. Si algún sustituyente se repite más de una vez se pueden utilizar prefijos multiplicadores para denotar dicha condición.

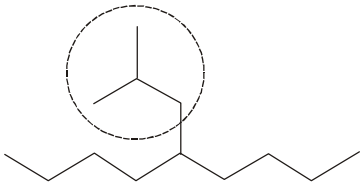


3. Alfaberizar y nombrar recordando que los prefijos multplicadores no se toman en cuenta para la alfabetización: 4-etil-2,7,7-trimetilnonano.

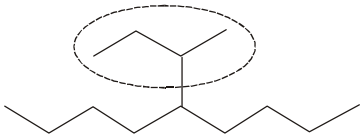
Tabla: Nombres comunes de los sustituyentes alquilo notables.

	metil
	etil
	n-propil
	n-butil
	sec-butill
	isobutil
	terc-butill
	neopentil

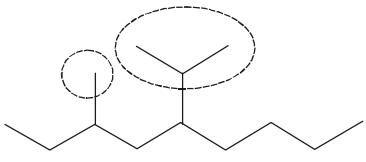
Por ejemplo:



5-isobutilnonano



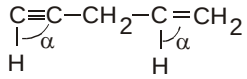
5-sec-butilnonano



5-isopropil-3-metilnonano

PROBLEMAS PROPUESTOS

01. ¿Qué valor puede esperarse para los ángulos de enlace que se denotan por α y β?



a) $\alpha = 90^o$ y $\beta = 90^o$
b) $\alpha = 120^o$ y $\beta = 109^o$
c) $\alpha = 180^o$ y $\beta = 109^o$
d) $\alpha = 180^o$ y $\beta = 120^o$
e) $\alpha = 109^o$ y $\beta = 120^o$

02. NO es una característica de los compuestos orgánicos en general, comparado con los compuestos inorgánicos de peso molecular comparable:

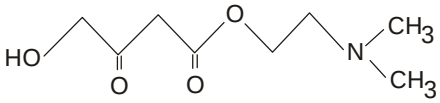
a) Volátiles.
b) Bajos puntos de ebullición.
c) Inflamables.
d) Combustibles.
e) Conducen la corriente eléctrica en soluciones acuosas.

03. ¿En cuál de los siguientes compuestos existe más de una clase de hibridación. (***sp, sp²***, ***sp³***) del átomo de carbono?

1) CH_3-CH_2-CH_2-CH_3
2) CH_3-CH=CH-CH_3
3) H-C≡C-H
4) CH_3-C≡C-CH_3

a) 2 y 3 b) 2 y 4 c) 2
d) 3 e) 3 y 4

04. ¿Qué grupo funcional ***no*** está asociado a la siguiente estructura?

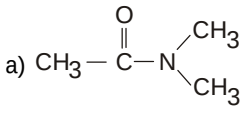


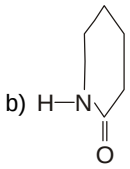
a) Alcohol. b) Ester. c) Amina.
d) Cetona. e) Ácido carboxílico.

05. ¿Qué compuesto ***no*** es un aldehido?

a) $CH_3(CH_2)_3CHO$
b) $(CH_3)_3CCHO$
c) CH_3-CH=CH-CHO
d) $OHCCH_2CH_3$
e) $CH_3CHOHCH_2CH_3$

06. ¿Qué compuesto ***no*** es una amida?

a) 

b) 

c) CH_3-CH_2-O-CH_2-NH_2
d) $(CH_3)_2CHCONHCH_2CH_3$
e) $CH_3CH_2CONH_2$

07. Dada la siguiente estructura:
$(CH_3)_2CH$-$CH_2CH(CH_3)$-$CH_2C(CH_3)_2$-$CH_2CH(CH_3)_2$

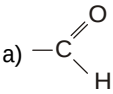
Determine cuántos carbonos secundarios están presentes:

a) 0 b) 1 c) 2
d) 3 e) 4

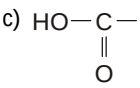
08. Determine qué alcohol es secundario:

a) $CH_3CH_2CHOHCH_3$
b) $(CH_3)_3COH$
c) $(CH_3)_2CHCH_2OH$
d) $CH_3CH_2CH_2CH_2OH$
e) $(CH_3)_3CCH_2OH$

09. Determine qué analogía es incorrecta:

a)  : aldehído.

b) : cetona.

c)  : hidroxocetona.

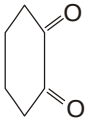
d) : éster.

e) $-NH_2$: amina.

10. Determine qué estructura presenta átomo de carbono con hibridación ***sp***.

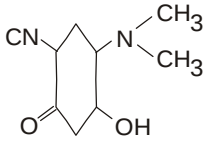
a) CH_3-CO-CH_3
b) $CH_3CH=CHCH_3$
c) $(CH_3)_2CHCHO$
d) $CH_3CH=C=CHCH_3$
e) CH_4

11. Determine la fórmula global de:



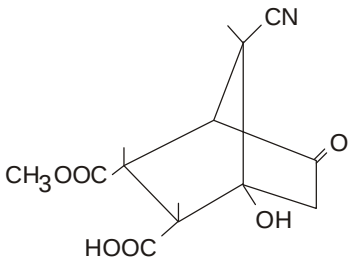
a) $C_6H_{14}O_2$ b) $C_6H_{12}O_2$
c) $C_6H_{10}O_2$ d) $C_6H_6O_2$
e) $C_6H_8O_2$

12. Determine la fórmula global de:



a) $C_8H_{10}N_2O_2$ b) $C_9H_{10}N_2O_2$
c) $C_9H_{12}N_2O_2$ d) $C_9H_{14}N_2O_2$
e) $C_9H_{16}N_2O_2$

13. ¿Qué grupo funcional ***no*** está asociado a la siguiente estructura?



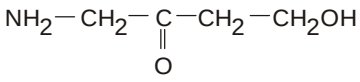
a) Amina. b) Cetona.
c) Ester. d) Ácido carboxílico.
e) Alcohol.

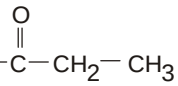
14. ¿Cuántos carbonos terciarios están presentes en la siguiente estructura?
$(CH_3)_2CHCH_2CHClCH_2C(CH_3)_2CH_2C(CH_3)_3$

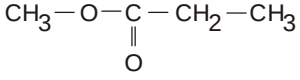
a) 2 b) 3 c) 4
d) 5 e) 1

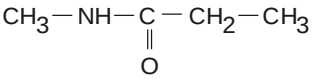
15. Indique qué alternativa representa una amida

a) $(CH_3)_3N$

b) 

c) 

d) 

e) 

16. ¿Qué alternativa es incorrecta?

a) CH_3-CH_2-O-CH_2-CH_3 : éter.
b) CH_3-CH_2-COO-CH_3 : éster.
c) OHC-CH_2-CH_2-CH_3 : aldehído.
d) $(CH_3)_2NCH_2COCH_3$: amida.
e) HO-CH_2-CH_2-CH_3 : alcohol.

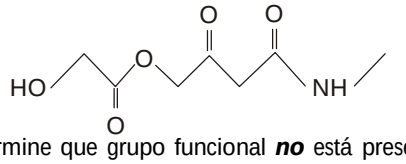
17. Identifique un aldehído:

a) $CH_3CHOHCH_3$
b) $OHCCH_2CH_3$
c) $CH_3CH_2OCH(CH_3)_2$
d) $CH_3COCH_2CH_3$
e) CH_3CH_2COOH

18. ¿Cuántos carbonos primarios tiene la siguiente estructura:
$(CH_3)_3CCH_2CH(CH_3)CHClCH_2CH(CH_3)CH_2CH_2Cl$

a) 3 b) 4 c) 5
d) 6 e) 7

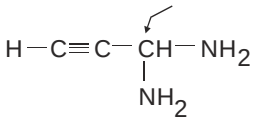
19. Dada la siguiente estructura:



Determine que grupo funcional ***no*** está presente:

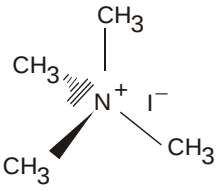
a) Amina b) Cetona c) Amida
d) Éster e) Alcohol

20. Indique la hibridación del átomo de carbono marcado con una flecha:



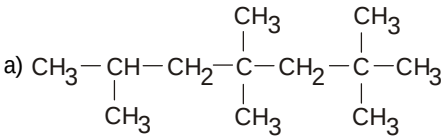
a) sp b) sp^2 c) sp^3
d) s^2p e) s^3p

21. Determine la hibridación del átomo de nitrógeno



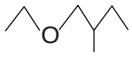
a) sp b) sp^2 c) sp^3
d) s^2p e) s^3p

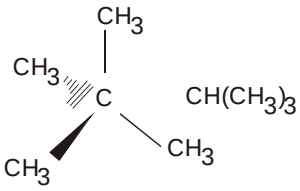
22. Determine cuál de las siguientes estructuras son iguales:

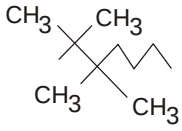
a) 

$(CH_3)_3CCH_2C(CH_3)_2CH_2C(CH_3)_3$

b) $CH_3CH_2OCH_2CH(CH_3)CH_2CH_2CH_3$



c) 

d) 

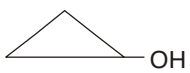
$(CH_3)_3CC(CH_3)_2CH_2CH_2CH_2CH_3$

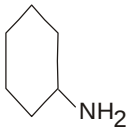
e) $CH_3CH_2CH_2CH_3$ $CH_3(CH_2)_3CH_3$

23. Determine qué estructura tiene 5 carbonos primarios:

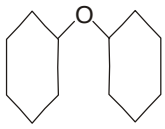
a) $CH_3(CH_2)_3CH_3$
b) $(CH_3)_2CHCH_2CH(CH_3)CH_2CH_2CH_3$
c) $CH_3CHOHCHOHCH_2C(CH_3)_2CH_2CH_3$
d) $CH_2ClCH_2CH_2C(CH_3)_2CH(CH_2I)_2$
e) $CH_3(CH_2)_5CH_3$

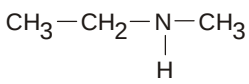
24. Determine qué estructura es heterocíclica:

a) 

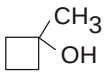
b) 

c)

d) 

e) 

25. ¿Qué alcohol es terciario?

a) CH_3OH
b) $CH_3C(CH_3)_2CHOHCH_2CH_3$
c) $(CH_3)_3CCH_2OH$
d) $CH_3(CH_2)_4CH_2OH$
e) 

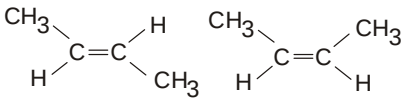
26. ¿Qué amina es primaria?

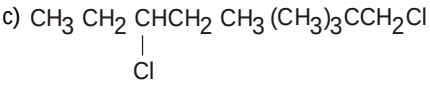
a) $CH_3CH(CH_3)CH_2NH_2$
b) $(C_2H_5)_2NH$
c) $(CH_3)_2CHNHCH_3$
d) $(C_2H_5)_2NCH_3$
e) $(CH_3)_3CNHCH_3$

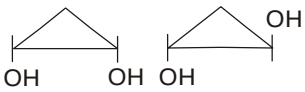
27. Determine qué estructuras son isómeros estructurales:

a)

$(CH_3)_2CHCH_2CH_2CH_3$

b) 

c) 

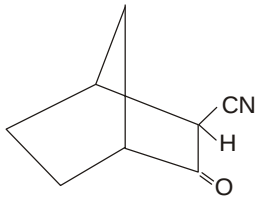
d) 

e) Todas las alternativas representan isómeros estructurales.

28. ¿Cuántos carbonos secundarios están presentes en la siguiente estructura?

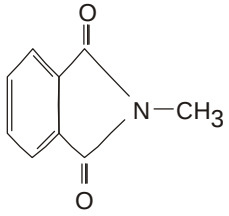
a) 1 b) 2 c) 3
d) 4 e) 5

29. Determine la fórmula global:



a) $C_8H_{10}ON$ b) $C_8H_{12}ON$
c) C_8H_8ON d) C_8H_8ON
e) C_8H_9ON

30. Determine la fórmula global:

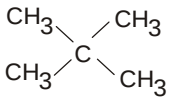


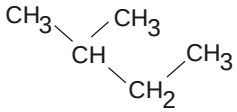
a) $C_9H_6O_2N$ b) $C_9H_8O_2N$
c) $C_9H_7O_2N$ d) $C_9H_9O_2N$
e) $C_9H_{11}O_2N$

31. ¿Cuántos compuestos diferentes se muestran abajo?

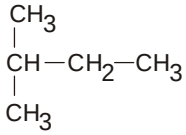
I. $CH_3\,CHCH_2\,CH_2CH_3$ (con CH_3 ramificado)

II. $C(CH_3)_4$

III. 

IV. 

V. $CH_3CH_2CH(CH_3)_2$

VI. 

a) 2 b) 1 c) 3
d) 4 e) 5

32. ¿Cuántos enlaces ***s*** presenta la siguiente estructura?
3,4-diisopropildecano

a) 65 b) 67 c) 68
d) 49 e) 66

33. ¿Cuántos compuestos de los enunciados exhiben isomería geométrica?

I. $CH_3CH_2CH=CH_2$
II. $CH_3CH=CHCH_3$
III. $CH_3CH=CHCl$
IV. $CH_3CH=CBrCl$
V. $CH_3CH_2C(C_2H_5)=CHCH_3$

a) 1 b) 2 c) 3
d) 4 e) 5

34. En química orgánica se conocen como isómeros a los compuestos que tienen ..... y diferentes ..... por ende, sus propiedades y características son diferentes.

a) Igual fórmula global; proporción de átomos.
b) Igual unión atómica; distribución espacial.
c) Los mismos átomos; proporción de átomos.
d) Igual fórmula global; estructura.
e) Fórmula global; estructura.

35. Dos compuestos orgánicos son isómeros ópticos cuando al compararlos:

a) La suma relativa de sus ángulos de desviación del plano de la luz polarizada es cero.
b) Muestra un aumento el ángulo de desviación del plano de la luz polarizada.
c) Ninguno ejerce actividad óptica sobre el plano de la luz polarizada.
d) La molécula del uno es la imagen especular no superponible del otro.
e) Las moléculas no son imágenes especulares entre sí.

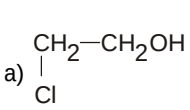
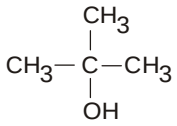
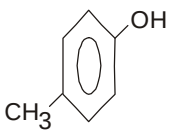
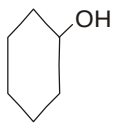
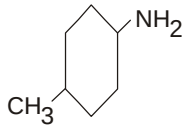
36. ¿Qué grupos funcionales podrían estar presentes en un compuesto cíclico de fórmula $C_5H_{10}O$?

a) Aldehído y cetona.
b) Aldehido y alcohol.
c) Cetona y alcohol.
d) Aldehído y éter.
e) Alcohol y éter.

37. ¿Qué grupo(s) funcional(es) ***no*** puede(n) estar presentes en un compuesto de fórmula C_4H_8O?

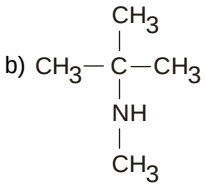
a) Aldehído.
b) Cetona.
c) Cetona cíclica.
d) Éter cíclico.
e) Alcohol y enlace doble.

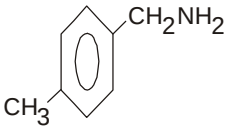
38. ¿Qué compuesto es un fenol?

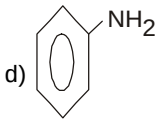
a) 
b) 
c) 
d) 
e) 

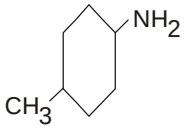
39. ¿Qué compuesto es una amina aromática?

a) $(CH_3)_3N$

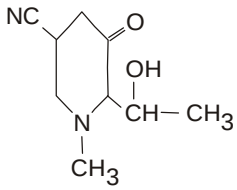
b) 

c) 

d) 

e) 

40. Determine cuántos hidrógenos presenta la siguiente estructura:



a) 11 b) 12 c) 13
d) 14 e) 15

41. ¿Cuántos alcoholes están asociados a la fórmula $C_4H_{10}O$?

a) 4 b) 2 c) 6
d) 3 e) 5

42. Determine cuántos alcoholes terciarios están asociadas a la fórmula global $C_5H_{12}O$.

a) 0 b) 2 c) 1
d) 3 e) 4

43. Determine cuántas aminas terciarias se asocian a la fórmula $C_5H_{13}N$.

a) 0 b) 2 c) 1
d) 3 e) 4

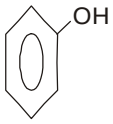
44. Determine cuántos ésteres se asocian a la fórmula global $C_4H_8O_2$.

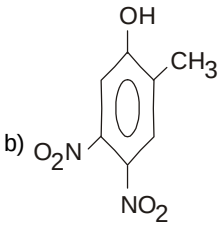
a) 5 b) 2 c) 1
d) 3 e) 4

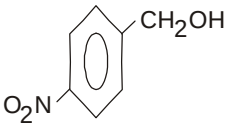
45. ¿Cuántos isómeros presenta la fórmula C_4H_9Cl?

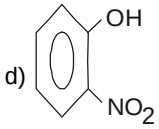
a) 5 b) 2 c) 1
d) 3 e) 4

46. Determine qué estructura ***no*** se puede clasificar como un fenol:

a) 

b) 

c) 

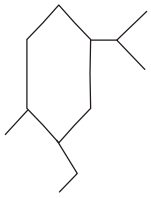
d) 

e)

47. ¿Qué grupo funcional se considera isómero de función de los alquinos alifáticos de cadena abierta?

a) Alqueno. b) Cicloalcano.
c) Díno. d) Cicloalquino.
e) Dieno.

48. ¿Cuántos carbonos secundarios están presentes en la siguiente estructura?



a) 4 b) 3 c) 2
d) 1 e) 5

49. ¿Cuántas cetonas están asociadas a la fórmula global $C_5H_{10}O$?

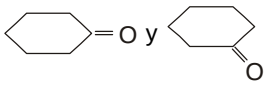
a) 1 b) 3 c) 4
d) 5 e) 2

50. ¿Qué grupo funcional ***no*** está asociado a la fórmula global C_3H_6O?

a) Aldehído.
b) Cetona.
c) Éter alicíclico.
d) Alcohol alicíclico.
e) Cetona cíclica.

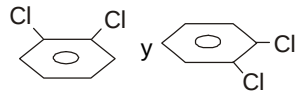
51. ¿Qué alternativa representa isómeros de posición?

a) $CH_2CH_2CH_2OCH_3$ y $(CH_3)_3COH$

b)  y

c) $CH_3COCH_2CH_2CH_3$ y $CH_3CH_2CH_2CH_2CHO$

d) $CH_3CHOHCH_2CH_3$ y $CH_3CH_2CH_2CH_2OH$

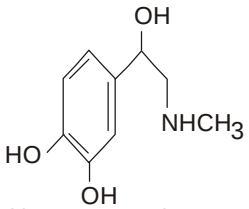
e)  y

52. La refinación del petróleo consiste en:

a) La separación por destilación fraccionada de los compuestos orgánicos y conversión de algunos de ellos en otros.
b) El bombeo del petróleo crudo a los tanques de almacenamiento.
c) La adición de nuevos componentes para optimizar la calidad del petróleo crudo.
d) La filtración del petróleo crudo antes de ser transportado a las torres fraccionadas para su destilación.
e) La combustión completa de algunos componentes del crudo para evitar la contaminación del mismo.

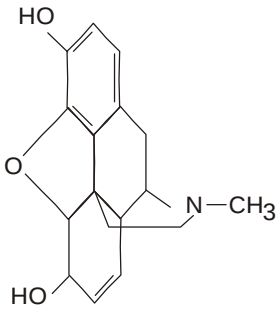
53. ¿Cuántos grupos funcionales ***no*** están asociados a la adrenalina, una hormona adrenal?

* Alcohol.
* Fenol.
* Amina.
* Éter.



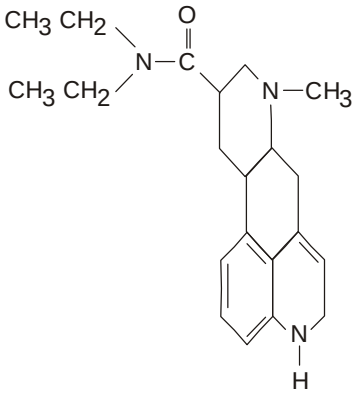
a) 0 b) 1 c) 2
d) 3 e) 4

54. Determine qué grupo funcional no está asociado a la morfina, alcaloide usado como analgésico.



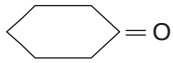
a) Fenol. b) Alcohol. c) Amina.
d) Éter. e) Amida.

55. Hallar la fórmula global de LSD, un alucinógeno.

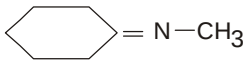


a) $C_2H_{37}ON_3$ b) $C_2H_{44}ON_3$
c) $C_2H_{39}ON_{39}$ d) $C_2H_{42}ON_3$
e) $C_{21}H_{29}ON_3$

56. ¿Qué molécula presenta un átomo de carbono con hibridación ***sp***?

a) 

b) $CH_3CH=C=O$

c) 

d) $CH_3-CH=CH-COOH$

e) CH_2Cl_2

57. ¿Cuántos carbonos presentan hibridación sp^3?

$CH_3-CH=CH-CH_2-C\equiv CH$

a) 1 b) 2 c) 3
d) 4 e) 5

58. ¿Qué propiedad del átomo de carbono justifica la existencia de una diversidad de compuestos orgánicos?

a) Covalencia. b) Tetravalencia.
c) Autosaturación. d) Hibridación.
e) Isotopía.

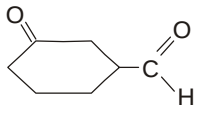
59. Respecto a las siguientes proposiciones:

I. El grafito y el diamante son formas isotópicas del carbono.
II. El carbono tiene mayor carácter no metálico que el oxígeno.
III. El diamante es el mineral de mayor dureza en la escala de Mohs.
IV. Los compuestos orgánicos de bajo peso molecular en general son inflamables.

Son verdaderas:

a) Sólo I b) Sólo II c) III y IV
d) Sólo IV e) II , III y IV

60. Dada la siguiente estructura:



Determine qué proposición es correcta:

a) Existe 6 enlaces **σ.**
b) Existe 4 electrones π.
c) Existe 4 átomos con hibridación sp^2.
d) Existe un átomo cuaternario.
e) No existe enlaces múltiples.

Claves

01.	d
02.	e
03.	b
04.	e
05.	e
06.	c
07.	d
08.	a
09.	c
10.	d
11.	e
12.	d
13.	a
14.	e
15.	e
16.	d
17.	b
18.	d
19.	a
20.	c
21.	c
22.	d
23.	d
24.	c
25.	e
26.	a
27.	c
28.	e
29.	e
30.	c

31.	c
32.	d
33.	c
34.	d
35.	a
36.	c
37.	c
38.	c
39.	d
40.	d
41.	a
42.	c
43.	d
44.	e
45.	e
46.	c
47.	e
48.	a
49.	e
50.	e
51.	d
52.	a
53.	d
54.	e
55.	e
56.	b
57.	b
58.	c
59.	c
60.	c

Capítulo

29

HIDROCARBUROS

JACOBUS HENRICUS VAN'T HOFF
(1852 - 1911)

Químico holandés, nacido en Rotterdam, fundador de la Estereoquímica. Estudió Matemática, Filosofía y Ciencias Naturales, mientras practicaba deportes y se dedicaba a la música y a la poesía. A los quince años se matriculó en el Hoogere Burgershool, donde fue atraído por el mundo de la química. Entró a la Escuela Politécnica de Delft (1869) y después estudió en Leiden. Enseguida, fue para Bonn y después, con Kekulé, a París para trabajar en el laboratorio de Wurtz y terminó su tesis de doctorado en la Universidad de Utrech. Con el francés Joseph Achille Le Bel, creó la Estereoquímica (1874). Se hizo conferenciante en física (1876) en la Escuela de Veterinaria de Utrecht e inició su carrera de profesor universitario (1877) en la Universidad de Amsterdam, donde enseñó Química, Mineralogía y geología y se consagró como investigador. Formuló los fundamentos de la cinética química (1884) y a partir de los estudios de Wilhelm Pfeffer, formuló la teoría de la ósmosis, en el libro "*Estudios sobre la dinámica cuántica*" (1886). Fue a enseñar Química en Leipzig (1887) transfiriéndose, posteriormente, para la Universidad de Berlín (1896) a invitación de la Academia de Ciencias de Prusia (1896-1906), donde publicó varios artículos y los libros "*Lecciones de Química teórica y Físico-química*" y "*Fundamentos de Química*". Ganó el Premio Nobel de Química (1901) por los enunciados de las leyes de la dinámica química y de la presión osmótica y murió en Steglitz, próximo a Berlín.

HIDROCARBUROS INSATURADOS

Los hidrocarburos insaturados son hidrocarburos que no contienen el número máximo de átomos de hidrógeno para una estructura dada de átomos de carbono. Estos compuestos tienen enlaces múltiples carbono-carbono y, bajo las condiciones apropiadas, adicionan hidrógeno molecular para dar un compuesto saturado. Por ejemplo, el etileno agrega hidrógeno para dar etano.

ALQUENOS

Los alquenos son hidrocarburos que tienen la fórmula general C_nH_{2n} y contienen un doble enlace carbono-carbono. Estos compuestos también se llaman ***olefinas***. El alqueno más sencillo, el etileno, tiene la fórmula condensada $CH_2=CH_2$. Es un gas con un olor dulzón. Se obtiene de la refinación del petróleo y es una materia prima importante en la industria química. Las plantas también producen etileno, y la exposición de las frutas al etileno acelera su maduración. En el etileno y en otros alquenos, todos los átomos conectados a los dos átomos de carbono de un doble enlace quedan en un mismo plano, como lo muestra la figura 23.1. Esto se debe a la necesidad de un traslape máximo de los orbitales 2p en los átomos de carbono para formar un enlace pi (π).

Se obtiene el nombre IUPAC para un alqueno encontrando la cadena más larga que contenga el doble enlace. Como sucede con los alcanos, la cadena más larga da el nombre base, pero el sufijo ahora es "eno" en lugar del "ano". Los átomos de carbono de la cadena más larga se numeran desde el extremo más cercano al doble enlace carbono-carbono, y a la posición del doble enlace se le da el número del primer átomo de carbono de ese enlace. Este número se escribe antes del nombre base del alqueno. Las cadenas ramificadas se nombran como en los alcanos. El alqueno más sencillo, $CH_2=CH_2$, se llama eteno, aunque su nombre común es etileno.

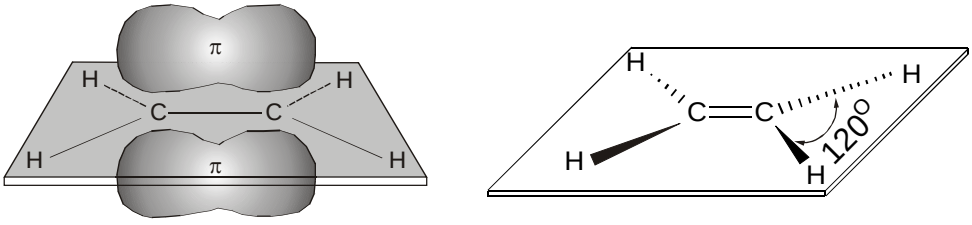


Figura: Estructura del etileno

La rotación alrededor del doble enlace carbono-carbono no puede ocurrir sin romper el enlace π. Esto requiere una energía comparable a las de las reacciones químicas, de modo que normalmente no ocurre la rotación. Esta falta de rotación alrededor del doble enlace da lugar a la formación de isómeros en ciertos alquenos, denominados isómeros geométricos. Por ejemplo, para el 2-buteno existen dos representaciones diferentes: el cis-2-buteno y el trans-2-buteno.

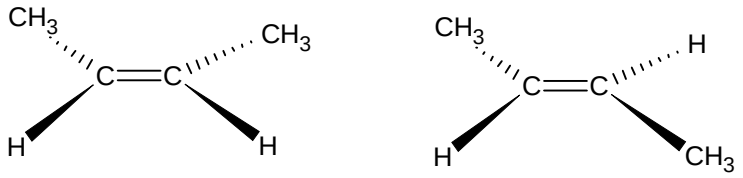


Figura 23.2: Isómeros geométricos del 2-buteno.

Los ***isómeros geométricos*** son estereoisómeros que se presentan alrededor del doble enlace de los alquenos, por una diferente disposición espacial de los sustituyentes alrededor del doble enlace. La condición suficiente y necesaria para que sé de la isomería geométrica es que cada carbono del doble enlace por separado debe tener sus dos sustituyentes diferentes. Ejemplo: Discutir si los siguientes alquenos presentan isomería geométrica:

a. $CH_2=CH_2$

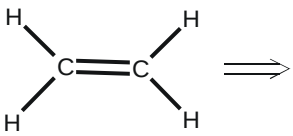
b. $CH_2=CH-CH_3$

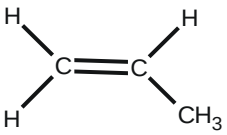
c. $CH_3-CH=CH-CH_3$

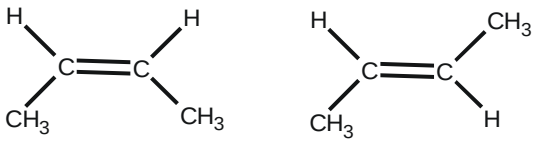
d. $Br-CH=C(Cl)-CH_3$

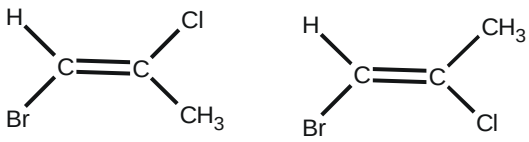
e. $CH_2=C(CH_3)-CH_3$

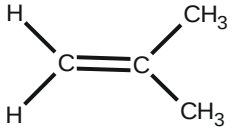
Solución:

a.  ⟹ No presenta isomería geométrica.

b.  ⟹ No presenta isomería geométrica.

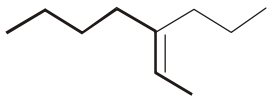
c  ⟹ Presenta isomería geométrica.

d.  ⟹ Presenta isomería geométrica.

e.  ⟹ No presenta isomería geométrica.

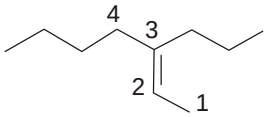
Nomenclatura de alquenos

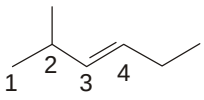
1. La cadena principal es la cadena más larga *que contenga a los dos carbonos del doble enlace.* La terminación "***ano***" del alcano correspondiente se cambia a "***eno***" para indicar la presencia del doble enlace. Por ejemplo, veamos la estructura:



Nombrado como un *hepteno* y no como un *octeno* ya que el doble enlace no está contenido completamente en la cadena de ocho carbonos.

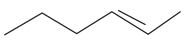
2. Numere los átomos de la cadena, empezando por el extremo más cercano al doble enlace. Asigne números a los carbonos de la cadena. Si el doble enlace es equidistante de los dos extremos, comience por el extremo más cercano al primer punto de ramificación. Esta regla asegura que los carbonos del doble enlace reciban los números más bajos posibles



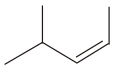


3. Escriba el nombre completo. Ordene los sustituyentes en orden alfabético e inserte índices numéricos y prefijos como se ha hecho anteriormente. Para indicar la posición del doble enlace en la cadena, se escribe un índice justo antes del nombre padre del compuesto; por ejemplo (3-penteno). Este índice debe ser el menor de los dos correspondientes a los carbonos del doble enlace.

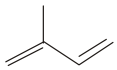
4. Si está presente más de un doble enlace, indique la posición de cada uno y use los sufijos dieno, trieno, tetraeno, etc. Cuando exista la posibilidad de isomería geométrica, indique el isómero del que se trata, utilizando los prefijos *cis*-, *trans*-, (*E*)- o (*Z*)-.



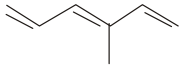
trans-2-hexeno



cis-4-metil-2-penteno

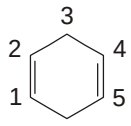


2-metil-1,3-butadieno

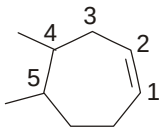


(E)-3-metil-1,3,5-pentatrieno

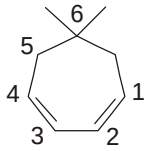
5. Los cicloalquenos se nombran de tal forma que el doble enlace reciba los índices 1 y 2 y que el primer punto de ramificación reciba el valor más bajo posible. Note que cuando sólo hay un doble enlace, no es necesario especificar su posición pues se entiende que está en el carbono 1.



1,4-ciclohexadieno



4,5-dimetilciclohepteno

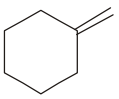


6,6-dimetil-1,3-cicloheptadieno

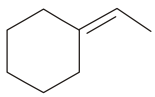
6. Existen algunos sustituyentes insaturados cuyos nombres comunes son reconocidos por la IUPAC:

	H_2C ╪	$H_2C = CH$ ┼	CH_3CH ╪	$H_2C{=}CH{-}CH_2$ ┼
Común:		vinil		alil
IUPAC:	metilen	etenil	etiliden	propenil

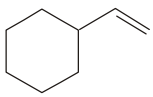
Su uso se ilustra a continuación:



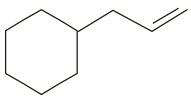
metilenciclohexano



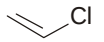
etilidenciclohexano



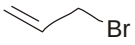
vinilciclohexano
o etenilciclohexano



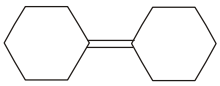
alilciclohexano
o (2-propenil)ciclohexano



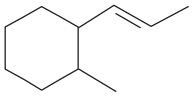
cloruro de vinilo



bromuro de alilo



ciclohexilidenciclohexano



cis-1-(trans-propenil)-2-metilciclohexano

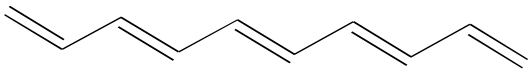
DIENOS

Son hidrocarburos que contienen en su estructura dos enlaces dobles. De acuerdo a la posición de los enlaces dobles dentro de la molécula se clasifican como *dienos aislados*, cuando los dobles enlaces están separados por dos o más enlaces simples y los dobles enlaces no interaccionan entre sí, comportándose como alquenos con dos enlaces dobles, como es caso del 1,4-pentadieno. Sin embargo, cuando los dobles enlaces están separados por tan sólo un enlace simple interaccionan entre sí por resonancia y se denominan dobles enlaces conjugados, como en el 1,3-pentadieno. Si los enlaces dobles se encuentran en forma consecutiva, se denominan dienos acumulados y son menos estables comparados con los otros dienos.

$CH_2=CH-CH=CH_2$ Dieno conjugado

$CH_2=CH-CH_2-CH=CH_2$ Dieno aislado

$CH_3-CH_2-CH=C=CH_2$ Dieno acumulado



Polieno conjugado

Debido a la interacción entre los dobles enlaces los sistemas con dobles enlaces conjugados son más estables que los sistemas con dobles enlaces aislados.

ALQUINOS

Los alquinos son hidrocarburos insaturados que contienen un triple enlace carbono-carbono, razón por la cual responden a la fórmula general C_nH_{2n-2}. Se les denomina también hidrocarburos acetilénicos porque derivan del alquino más simple que se llama acetileno (etino). La estructura de Lewis del acetileno muestra tres pares de electrones en la región entre los núcleos de carbono. El acetileno es una molécula lineal. Este gas, muy reactivo, se utiliza para preparar otros compuestos químicos, entre ellos, los plásticos. Arde con oxígeno en el soplete oxiacetilénico para dar una flama muy caliente (aproximadamente 2800°C).

$H-C\equiv C-H$ acetileno

La estructura lineal del acetileno se explica admitiendo una hidridación ***sp*** en cada uno de los átomos de carbono. El solapamiento de dos orbitales sp entre sí genera el enlace sigma C-C. Por otra parte, el solapamiento del orbital ***sp*** con el orbital ***1s*** del hidrógeno forma el enlace sigma C-H. Los dos enlaces ***pi*** se originan por solapamiento de los dos orbitales ***p*** que quedan en cada uno de los dos átomos de carbono. El solapamiento de estos orbitales forma un cilindro de densidad electrónica que circunda al enlace sigma C-C.

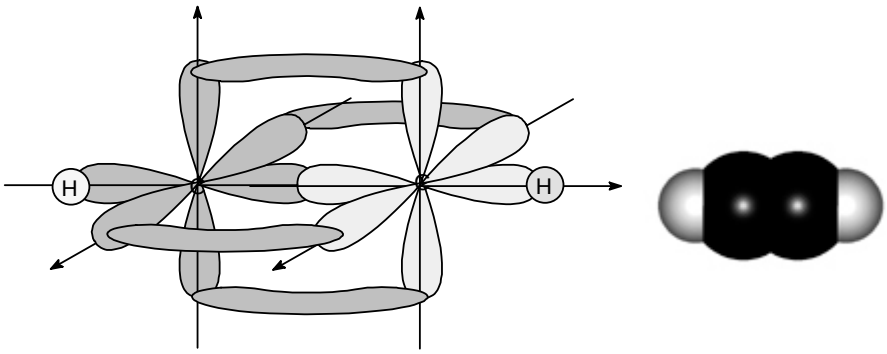


FIGURA: ESTRUCTURA DEL ACETILENO, C_2H_2.

El acetileno se prepara a partir del carburo de calcio, CaC_2, el cual es obtenido por calentamiento del óxido de calcio y coque (carbón) en un horno eléctrico.

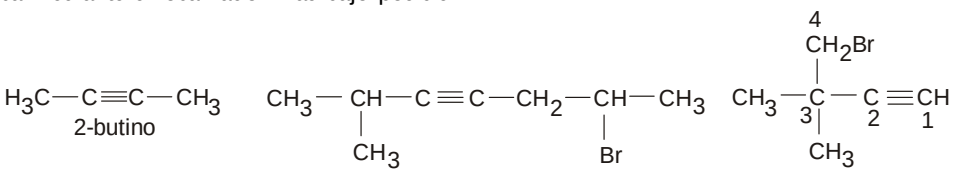
$$\text{Carbón} + CaO \xrightarrow{2000°C} CaC_2 + CO$$

$$\boldsymbol{CaC_2 + H_2O \rightarrow C_2H_{2(g)} + Ca(OH)_2}$$

Nomenclatura de los alquinos.

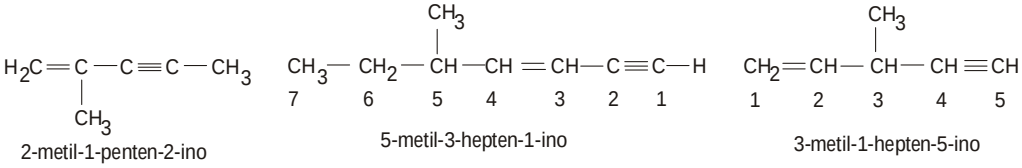
Para la nomenclatura sistemática de los alquinos hay que seguir las siguientes reglas:

1º La nomenclatura de alquinos se desarrolla bajo el mismo esquema que la nomenclatura de los alquenos. El nombre fundamental del alquino se obtiene cambiando la terminación ***–eno***, al sistema de nomenclatura de los alquenos, por la terminación ***–ino***. La cadena se numera desde el extremo más cercano al triple enlace y la posición del triple enlace se indica mediante el localizador más bajo posible.



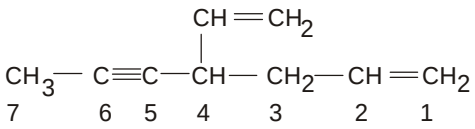
2-butino | 6-bromo-2-metil-3-heptino | 4-bromo-3,3-dimetil- 1-butino

2º Si el compuesto contiene enlaces dobles y triples se denomina *"enino" y* la cadena principal será la que contenga el mayor número de enlaces dobles y triples. El compuesto se nombra como ***-enino***. La cadena principal se numera de manera que los localizadores de los enlaces dobles y triples sean los más bajos posibles, aunque sea más bajo el localizador del triple enlace. En caso de opción, el doble enlace tiene preferencia sobre el triple enlace.



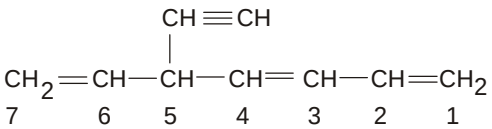
2-metil-1-penten-2-ino | 5-metil-3-hepten-1-ino | 3-metil-1-hepten-5-ino

3º Si hay dos o más cadenas con igual número de insaturaciones la cadena principal es la que contiene el mayor número de átomos de carbono:



4-vinil-1-hepten-5-ino

4º Si hay dos o más cadenas con igual número de insaturaciones e igual número de átomos de carbono la cadena principal es la que contiene el mayor número de enlaces dobles:



5-etinil-1,3,6-heptatrieno

PROBLEMAS PROPUESTOS

01. La geometría de la molécula del etano puede explicarse por la hibridación ..... Estos orbitales forman los enlaces ..... entre dos átomos de carbono.

a) sp^3, σ b) sp^2, π c) sp, σ
d) sp^3, π e) sp^2, σ

02. ¿Cuál es la relación correcta del átomo de carbono hibridizado para formar enlaces carbono-carbono?
I. sp^3 II. sp^2 III. sp

A. Enlace triple. B. Enlace doble.
C. Enlace simple.

a) IA, IIC, IIIB b) IA, IIB, IIIC
c) IB, IIA, IIIC d) IC, IIB, IIIA
e) IC, IIA, IIIB

03. El butano, el etino y el propeno responden respectivamente a las siguientes fórmulas:

a) C_4H_{10}, C_2H_2 y C_3H_6
b) C_4H_8, C_2H_4 y C_3H_4
c) C_4H_{10}, C_2H_2 y C_3H_8
d) C_3H_8, C_4H_{10} y C_2H_6
e) C_2H_4, C_4H_6 y C_4H_8

04. Marca la respuesta correcta: Los diferentes tipos de craqueo a que se somete alguna fracción de la destilación del petróleo es con el objeto de obtener:

a) Kerosene y asfalto.
b) Gas combustible y gasolina.
c) Proteína y gasolina.
d) Grasas lubricantes y gasolina de alto octanaje.
e) Gasolina de alto octanaje y alquenos para elaborar polímeros.

05. Indique la proposición correcta, referente al cracking del petróleo.

a) Es el proceso en el cual se degradan las moléculas de hidrocarburos pesados del petróleo para obtener hidrocarburos más livianos.
b) Es la separación de los productos volátiles del petróleo por acción de la temperatura.
c) Es un tratamiento térmico que involucra varias operaciones de destilación fraccionada debajo de los 300°C.
d) Es el proceso que consiste en agregar ciertos compuestos denominados "antidetonantes" a la gasolina.
e) Es el proceso a través del cual se separan todos los componentes naturales del petróleo.

06. Las principales fracciones obtenidas del petróleo a bajas temperatura (menores de 150°C) son:

a) Gas oil, kerosene.
b) Eter de petróleo, gasolina.
c) Asfalto, gasolina.
d) Aceites lubricantes, éter de petróleo.
e) Alquitrán e impermeabilizantes.

07. ¿Cuál de las siguientes reacciones se produce con los alcanos?

a) Oxidación con permanganato de potasio.
b) Hidratación, con agua y ácido.
c) Cloración, con cloro en presencia de luz.
d) Reducción con hidrógeno y níquel.
e) Bromación, con agua de bromo.

08. El proceso de cracking del petróleo consiste en:

a) La polimerización de las fracciones ligeras del petróleo.
b) La pirólisis de hidrocarburos de elevada masa molecular.
c) La separación del gas natural disuelto en el petróleo.
d) La destilación fraccionada de los hidrocarburos livianos.
e) La eliminación de compuestos.

09. ¿A cuántos isómeros representa la siguiente fórmula global, C_3H_5Cl?

a) 2 b) 3 c) 4
d) 5 e) 6

10. El metano, etano y los hidrocarburos saturados superiores son inertes frente a la mayoría de los reactivos, indicar cual opción u opciones siguientes son incorrectas:
I. El n-hexano es atacado por el permanganato de potasio en frío.
II. El propano reacciona fácilmente con el hidróxido de sodio para formar alcoholes.
III. El metano reacciona con el oxígeno a una temperatura adecuada.

a) I; II b) III c) II; III
d) I; III e) I; II; III

11. Diga, ¿cuál entre los compuestos siguientes presenta isomería cis y trans?

a) 1 - butino. b) Nitrobenceno.
c) 2 - buteno. d) Ciclohexeno.
e) Metilciclohexano.

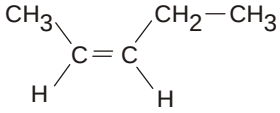
12. Indique, ¿cuál de los siguientes hidrocarburos alifáticos es un dieno conjugado?

a) $CH_2=CH-CH=CH-CH_3$
b) $CH_2=C=CH-CH_3$
c) $CH_3-CH=CH-CH_3$
d) $CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$
e) $(CH_3)_3-C-CH_3$

13. Señale cuáles de los compuestos indicados en las opciones son aromáticos.
I. Tolueno. II. Ciclohexano.
III. Ciclohexeno. IV. Naftaleno.

a) I y II b) I y IV c) II y III
d) II y IV e) III y IV

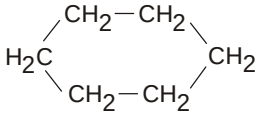
14. Indique cuál de las siguientes proposiciones es la correcta:

a) 
es un miembro de los alquinos.

b) El etanol CH_3-CH_2OH es un álcali debido a que contiene oxhidrilo OH.

c) El gas natural es de gran importancia como combustible y consiste principalmente de octanos.

d) Los siguientes compuestos son isómeros:
CH_3-CH_2-O-CH_3 y CH_3-CHOH-CH_3
(metil etil éter) (2 - propanol)

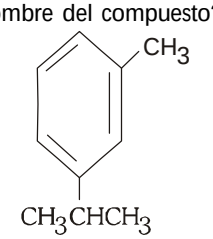
e) El benceno, un compuesto sumamente tóxico, tiene la fórmula clásica.


15. Indique cuál es el nombre correcto que corresponde al compuesto orgánico de fórmula global: C_6H_5Cl.

a) Cloruro de bencilo.
b) Clorociclohexano.
c) Cloruro de hexilo.
d) Clorobenceno.
e) Cloruro de hexadienilo.

16. ¿Cuál de los siguientes hidrocarburos necesita mayor cantidad de oxígeno por mol, para una combustión completa?

a) Ciclopentano. b) Benceno.
c) n-Pentano. d) Penteno.
e) Pentino.

17. ¿Cuál es el nombre del compuesto?


a) 2-metil-4-isopropiltolueno.
b) p-isopropilbenceno.
c) o-isopropilbenceno.
d) m-isopropiltolueno.
e) 1-propil-3-metilbenceno.

18. ¿Cuál de las siguientes sustancias orgánicas tienen orbitales híbridos ***sp***?

a) Alcanos. b) Alquenos. c) Alquinos.
d) Cicloalcanos. e) Benceno.

19. ¿Cuál será el cicloalcano cuya combustión completa de 0,1 mol, produce 7,2 g de agua?

a) Ciclopropano. b) Ciclobutano.
c) Ciclopentano. d) Ciclohexano.
e) Cicloheptano.

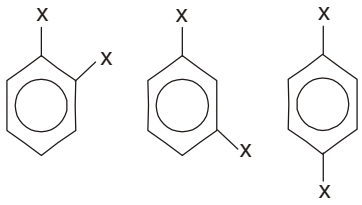
20. Indique cuál de los siguientes compuestos derivados del benceno es disustituido:

a) m-xileno. b) bromobenceno.
c) tolueno. d) nitrobenceno.
e) vinilbenceno.

21. Si se hace reaccionar el etileno con ácido sulfúrico concentrado y posteriormente con agua, el producto que resulta será:

a) Sulfato de etilo.
b) Sulfato ácido de etileno.
c) Alcohol etílico.
d) Ácido acético.
e) Acetaldehído.

22. En las siguientes estructuras:

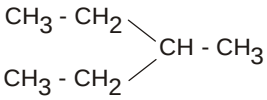


I II III

La posición meta es:

a) II b) II y III c) I y III
d) III e) I

23. Al siguiente compuesto se le denomina:

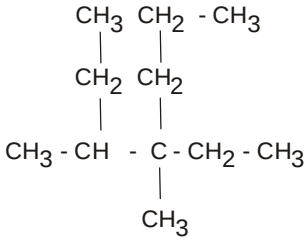


a) 3 - etilbutano b) 3 - hexano
c) metilhexano d) 3 - metilpentano
e) 1,1 - dietiletano

24. ¿Cuál de los siguientes compuestos es aliciclico?

a) Antraceno. b) Tolueno. c) Fenol.
d) Naftaleno. e) Cicloalcano.

25. Indique el nombre IUPAC del compuesto:

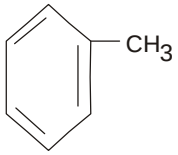


a) 4 - etil - 3,4 dimetil heptano.
b) Undecano.
c) Decano.
d) 2 etil-2-butilpentano.
e) 3,4 dimetil-4-propilhexano.

26. El butadieno es un compuesto que tiene:

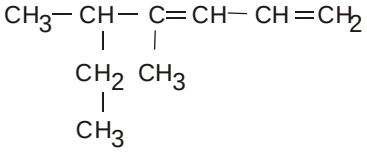
a) Tres enlaces simples.
b) Dos enlaces simples y uno doble.
c) Dos enlaces dobles y siete enlaces imples.
d) Tres enlaces dobles.
e) Dos enlaces dobles y uno simple.

27. El nombre del compuesto de la fórmula adjunta es:



a) Cumeno.
b) *p*-etil naftaleno.
c) Dimetil benceno simétrico.
d) *o*-dimetil benceno.
e) Tolueno.

28. Nombrar según IUPAC el siguiente compuesto:

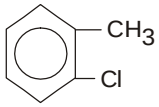


a) 4,5 - dimetil - 1,3 heptadieno
b) 2 - etil - 3 - metil - 3,5 - dihexeno
c) 4 - metil - 5 - etil - 1,4 - hexadieno
d) 4,5 - dimetil - 5 - etil - 1,3 - hexadieno
e) 3,4 - dimetil - 4,6 - heptadieno

29. ¿Cuál de las siguientes sustancias no es combustible?

a) C_2H_2 b) C_2H_4 c) C_2H_5OH
d) CH_4 e) CCl_4

30. El nombre del compuesto de la fórmula es:

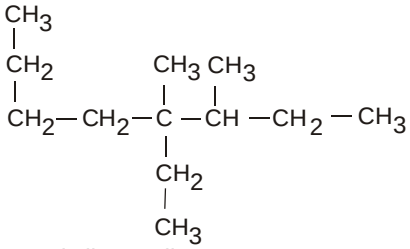


a) p- clorometilbenceno.
b) p- clorotolueno.
c) m-clorometilbenceno.
d) o-clorotolueno.
e) o-clorobenceno.

31. Químicamente los hidrocarburos son compuestos de:

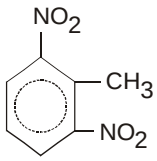
a) C y O.
b) C y N.
c) C y sustancias nitrogenadas.
d) Aceites y grasas.
e) C y H.

32. Qué nombre recibe el siguiente compuesto:



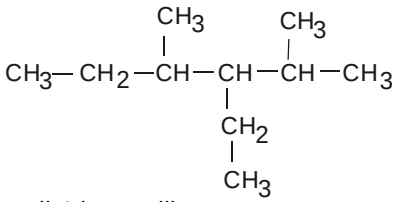
a) 1,3,4-trietil-3-metilpentano
b) 2,3-dietil-3-metilheptano
c) 2,3,5-trimetilpentano
d) 4 etil-3,4-dimetiloctano
e) 2,3,5, trimetil-3-metilnonano

33. El compuesto representado en el esquema se denomina:



a) 1,3 dinitro - 2-metilbenceno
b) orto-dinitrotolueno
c) 2,6 dinitrotolueno
d) 1,3 dinitrotolueno
e) Trinitrotolueno

34. Según las reglas de la IUPAC, elija el nombre correcto del siguiente compuesto químico:



a) 3-metil-4-isopropilhexano
b) 2,4-dimetil-3-etilhexano
c) 3-isopropil-4-metilhexano
d) 3-etil-2,4-dimetilhexano
e) 4-etil-3,5-dimetilhexano.

35. ¿Qué nombre está incorrectamente escrito?

a) 2-metiloctano.
b) 2,2,4-trimetilpentano.
c) 3-metil-1,3-butadieno.
d) 1-etilciclopenteno.
e) isopentano.

36. ¿Qué compuesto tiene un átomo de carbono con hibridación ***sp***?

a) 1,3-ciclohexadieno.
b) propileno.
c) 2,3-dimetil-2-buteno.
d) 3,4-decadieno.
e) ciclopenteno.

37. Determine qué nombre está incorrectamente escrito:

a) 2-heptino.
b) trans-2,3-dicloro-2-buteno.
c) 1,2-dimetil-3-buteno.
d) 2,4-dimetil-1,3-pentadieno.
e) cis-1,2-dimetilciclohexano.

38. La fórmula global de los cicloalquenos es:

a) C_NH_{2N} b) C_NH_{2N+1}
c) C_NH_{2N-2} d) C_NH_{2N-4} e) C_NH_{2N+2}

39. ¿Qué alqueno es más volátil?

a) 1-hexeno
b) Cis-2-hexeno
c) 2-metil-1-penteno
d) 2-metil-2-penteno
e) 2,3-dimetil-2-buteno

40. El ciclohexano es un isómero de:

a) n-hexano b) 2-hexino
c) 2-metil-2-penteno d) 1,3-hexadieno
e) 1,2-hexadieno

41. Determine la proposición falsa:

a) Los alcanos son menos reactivos que los alquenos.
b) Los alcanos son denominados también hidrocarburos saturados.
c) Los alcanos se denominan hidrocarburos parafínicos debido a su mayor reactividad química comparados con los alquenos.
d) Los alcanos presentan reacciones de sustitución por radicales libres.
e) Los alcanos presentan isomería de cadena.

42. Respecto a los alquenos, marque la proposición falsa:

a) Presentan isomería de posición.
b) Presentan isomería de función.
c) Presentan isomériá geométrica.
d) No presentan isomería de cadena.
e) Sus reacciones son de adición electrofílica.

43. Respecto a los alquenos, marque la proposición verdadera:

a) Son solubles en solventes orgánicos y el agua.
b) Son menos reactivos que los alcanos.
c) Son hidrocarburos no inflamables.
d) Sus puntos de ebullición permanecen constantes con el incremento del peso molecular.
e) Son volátiles, y sus reacciones típicas, las adiciones electrofílicas, están gobernadas por la regla de Markovnikov.

44. Respecto a los alquinos, marque la proposición verdadera:

a) Presentan isomería cis / trans.
b) Sus reacciones típicas son sustituciones electrofílicas.
c) El acetileno, denominado también etileno, es el alquino industrialmente más importante.
d) Existen 2 butinos, los cuales son isómeros de posición.
e) Los alquinos son isómeros de los cicloalcanos.

45. ¿Qué alqueno presenta isomería geométrica?

a) 1-buteno b) 2-metil-2-octeno
c) 1-deceno d) 1-cloro-1-buteno
e) ciclopenteno

46. Señale el número de proposiciones correctas:
* Todos los alcanos presentan isomería.
* El isobutano y el n-butano son isómeros de cadena.
* Los alcanos reaccionan fácilmente con el ácido sulfúrico en frío.
* Al igual que los alquenos, los alcanos de cadena abierta presentan isomería geométrica.

a) 0 b) 1 c) 2
d) 3 e) 4

47. ¿Qué alternativa representa un isómero del 2,2-dimetil-3-heptino?

a) 3,3-dimetil-1-hepteno
b) 3,3-dimetilciclohepteno
c) 1,1-dimetilcicloheptano
d) 1,3-octadieno
e) 1,2-octadieno

48. Señale verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
* El 3 – metil – 3 – hepteno presenta isomería geométrica.
* La formula global del 5 – etil – 3,6 – dimetil – 1,4 – octadieno es $C_{12}H_{22}$.
* La masa molar del 2,4 – dimetil – 2 – penteno es 84g/mol.

a) VVV b) VVF c) VFF
d) VFV e) FVF

49. Señale cuántos alquenos existen con fórmula C_4H_8, considerando todo tipo de isomería.

a) 1 b) 2 c) 3
d) 4 e) 5

50. Señale verdadero (V) o falso (F) según corresponda; respecto a los alquenos:

* Los alquenos son solubles en solventes apolares como la acetona.
* Generalmente el punto de ebullición del isómero cis – es mayor que el del isómero trans - .
* El punto de ebullición de los alquenos se incrementa con el aumento de la cadena carbonada.

a) FVF b) FFV c) VFF
d) VFV e) VVV

51. Dados los nombres de los siguientes compuestos:
I. trans-2-metil-2-buteno.
II. 2 – etil – 2-hexeno.
III. 2,3 – dimetil – 3 – hepteno.
¿Cuál o cuáles están correctamente nombrados?

a) I y II b) Sólo I c) Sólo III
d) Sólo II e) II y III

52. Señale verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
* Los alquinos no cíclicos con un enlace triple por molécula tienen formula general C_nH_{2n-2}.
* Sólo los átomos del carbono enlazados por enlace triple poseen hibridación sp.
* El alqueno más simple es el acetileno.

a) VVV b) VVF c) VFF
d) VFV e) FFV

53. Con respecto a las proposiciones:
I. Los alquenos son hidrocarburos alifáticos insaturados.
II. Los alquenos de cadena abierta tienen la fórmula general C_nH_{2n}.
III. El 1-penteno es isómero del metilciclobutano.
Es correcto afirmar:

a) I y II b) I y III c) II y III
d) I, II y III e) Sólo III

54. Señale el número de enlaces sigma(s) en el 4, 5, 5 – trimetil – 2 – hexeno.

a) 12 b) 16 c) 20
d) 26 e) 30

55. Con respecto a los siguientes compuestos:
I. 2 – deceno.
II. 1,2-dicloropropeno
III. 1 – penteno.
Presentan isomería geométrica:

a) I y II b) I y III c) II y III
d) Sólo II e) I, II y III

56. Con respecto al propeno:
I. Presenta 2 carbonos con hibridación sp^2.
II. Presenta isomería geométrica.
III. Posee 85,71% de carbono.
Es correcto afirmar:

a) I y II b) I y III c) II y III
d) Sólo I e) I, II y III

57. Con respecto al etileno:
I. La molécula tiene forma plana.
II. Sus ángulos de enlace son de 109,5°.
III. Los carbonos poseen hibridación sp^2.

a) I y II b) I y III c) II y III
d) Sólo II e) Sólo III

58. Señale el nombre del producto formado por la siguiente reacción:

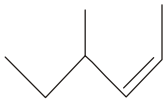
metilpropeno + HCl → ?

a) 2 – cloropropano.
b) 2 – clorobutano.
c) 2 – cloro – 2 – metilpropano.
d) 2 – cloro – 2 – metilbutano.
e) 3 – cloro – 2 - metilbutano.

59. Con respecto a los alquenos: señale verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
* Los alquenos son más reactivos que los alcanos.
* Son isómeros de los cicloalcanos.
* Las reacciones típicas de los alquenos son las de sustitución por radicales libres.

a) VFF b) FFV c) VVV
d) FVF e) VVF

60. Señalar el nombre del compuesto:



a) 3 – metil – 2 – hexeno.
b) 3 – metil – trans - 2 – hexeno.
c) 4 – metil – cis – 2 - hexeno.
d) 3 – metil – 3 – hexeno.
e) 3 – hepteno.

Claves

01.	a
02.	d
03.	a
04.	e
05.	a
06.	b
07.	d
08.	b
09.	d
10.	a
11.	c
12.	a
13.	b
14.	d
15.	d
16.	c
17.	d
18.	c
19.	b
20.	a
21.	c
22.	a
23.	d
24.	e
25.	a
26.	c
27.	e
28.	a
29.	e
30.	d

31.	e
32.	d
33.	c
34.	d
35.	c
36.	d
37.	c
38.	c
39.	e
40.	c
41.	c
42.	d
43.	e
44.	d
45.	d
46.	b
47.	b
48.	b
49.	e
50.	e
51.	c
52.	c
53.	d
54.	d
55.	a
56.	b
57.	b
58.	c
59.	e
60.	c

Capítulo

30 GRUPOS FUNCIONALES

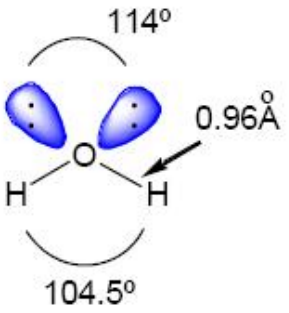
GRIGNARD, VÍCTOR (1871-1935)

Químico francés, nació en Cherburgo y murió en Lyon. Estudió en la Universidad de Lyon, de la que fue profesor de Química (1908-10), para pasar a la de Nancy (1910-19) y volver nuevamente a la de Lyon (1919-35). Su descubrimiento de los compuestos organomagnesianos, llamados reactivos de Grignard, proporcionó a la Química Orgánica un nuevo método de síntesis que se conoce con el nombre de reacción de Grignard. En reconocimiento a tan valiosa aportación fue elegido miembro de la Academia de Ciencias y compartió el premio Nobel de Química del año 1912 con el también químico francés Paul Sabatier. Bajo su inmediata dirección y redactada en gran parte por él, se editó la obra magistral titulada *Traité de chimie organique* (Tratado de química orgánica, 23 vols., 1935-54).

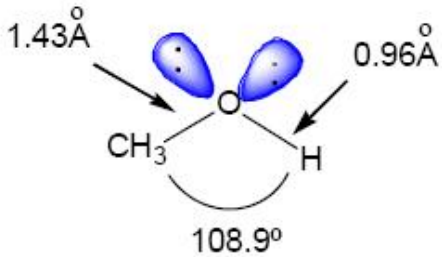
Compuestos monofuncionales

Alcoholes

Los alcoholes pueden considerarse como derivados del agua, en la que se reemplaza un hidrógeno por un sustituyente alquilo. Los alcoholes se caracterizan por la formación de enlaces puente de hidrógeno fuertes y, por tanto, tienen puntos de fusión y ebullición elevados, en comparación con los alcanos correspondientes.



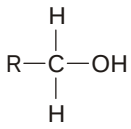
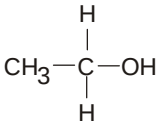
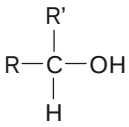
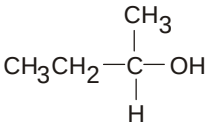
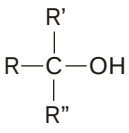
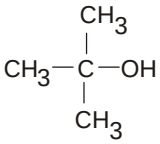
agua



metanol

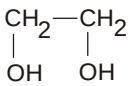
En el agua, el ángulo del enlace H-O-H es de 104.5º y el ángulo que forman los dos pares de electrones no compartidos es de 114º. Estos ángulos de enlace se pueden explicar admitiendo una hibridación sp^3 en el átomo de oxígeno. En el metanol, el ángulo del enlace C-O-H es de 108.9º. Este ángulo es mayor que en el agua debido a la presencia del grupo metilo, mucho más voluminoso que el átomo de hidrógeno. Para los alcoholes, el ángulo de enlace sugiere que el átomo de oxígeno presenta hibridación sp^3.

Una manera de organizar la familia de los alcoholes es clasificar a los alcoholes en primarios, secundarios o terciarios, de acuerdo con el tipo de átomos de carbono enlazados al grupo OH.

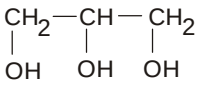
Tipo	Estructura	Ejemplos
alcohol primario		 (etanol)
alcohol secundario		 (2-butanol)
alcohol terciario		 (2-metil-2-propanol)

Los alcoholes se pueden clasificar como monoles, dioles y polioles en general, de acuerdo a que contengan 1, 2, o varios grupos funcionales hidroxilo.

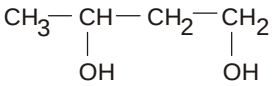
ALCOHOLES POLIHIDROXÍLICOS



1,2-Etanodiol
ó glicol
P.Eb. 197°C



1,2,3-Propanotriol
ó glicerol
P.Eb. 250°C



1,3 Butanodiol

Los alcoholes pueden presentar isomería de posición, tal como se muestra en los siguientes ejemplos:

CH_3-CH_2-CH_2-OH y $CH_3CH(OH)CH_3$
1-Propanol — 2-Propanol
P.Eb. = 97°C — ***P.Eb. = 82°C***

$CH_3CH_2CH_2CH_2OH$ $CH_3CH_2CH(OH)CH_3$
1-Butanol — 2-Butanol
P.Eb. = 118°C — ***P.Eb. = 99°C***

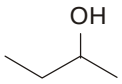
Nombres vulgares de los alcoholes
Cuando los grupos alquilo son pequeños, se menciona la palabra alcohol seguido del nombre del grupo alquilo, terminado en "ílico".

Estructura	***Nombre vulgar***
CH_3OH	alcohol metílico
CH_3CH_2OH	alcohol etílico
$CH_3CH_2CH_2OH$	alcohol n-propílico
$CH_3CH_2CH_2CH_2OH$	alcohol n-butílico
$(CH_3)_2CHCH_2OH$	alcohol isobutílico
$(CH_3)_3COH$	alcohol ter-butílico
$CH_2=CHOH$	alcohol vinílico
$CH_2=CHCH_2OH$	alcohol alílico

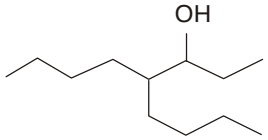
Nomenclatura sistemática de alcoholes

1. La cadena principal del compuesto debe ser la cadena carbonada sucesiva más larga y que deba contener al carbono enlazado al grupo OH.
2. Numerar la cadena principal de tal forma que los grupos funcionales deban quedar con los números más bajos posible.
3. Nombrar el hidrocarburo del que deriva y la terminación "***o***" se sustituye por "***ol, diol, triol etc.***" para indicar que se trata de un alcohol que tiene: ***1 OH, 2 OH, 3 OH, etc.***; respectivamente.
   Si es estrictamente necesario, se debe anteponer los números que localizan la posición de cada grupo funcional.

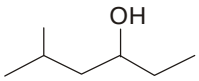
1-butanol



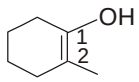
2 butanol
o sec-butanol



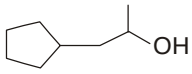
4-butil-2-octanol



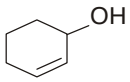
5-metil-3-hexanol



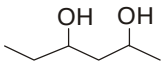
2-metilciclohexenol



1-ciclopentil-2-propanol

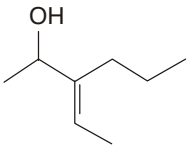


2-ciclohexen-1-ol

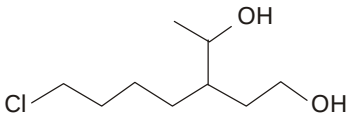


2,4-hexanodiol

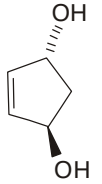
4. En un alcohol saturado como el 2-hexanol, el índice 2 indica la posición del hidroxilo. Cuando tenemos tanto un doble enlace carbono-carbono como algún otro grupo funcional (alcoholes, cetonas, aminas, etc.), el índice correspondiente a la posición del grupo funcional se inserta justo antes del sufijo y el del alqueno se inserta, como normalmente se hace, antes del prefijo indicador del número de carbonos. De esta forma, el nombre ***4-hexen-2-ol***, indica una cadena de 6 carbonos con enlace doble entre el carbono 4 y el 5 y un grupo OH en el carbono 2. Además, la cadena principal es ahora aquella que contenga al grupo funcional y al máximo número de enlaces dobles y triples. En el siguiente ejemplo, la cadena principal no es la más larga (6 carbonos) sino la que tiene al doble enlace (5 carbonos).



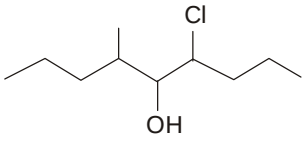
3-propil-3-penten-2-ol
incorrecto*: 3-etilen-2-hexanol*



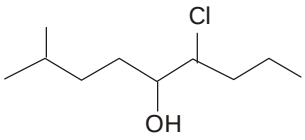
3-(4-clorobutil)-1,4-pentanodiol



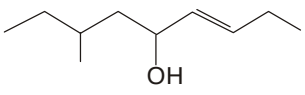
trans-4-ciclopenten-
1,3-diol



4-cloro-6-metil-6-nonanol



6-cloro-2-metil-5-nonanol



trans-7-metil-3-nonen-5-ol

La mayoría de los alcoholes de bajo peso molecular son los de mayor importancia comercial. Son usados como solventes en la preparación de pinturas, anticongelantes, productos farmacéuticos y otros compuestos.

Metanol

También llamado alcohol metílico o alcohol de madera, porque originalmente se obtenía mediante la destilación de ésta en ausencia de aire. Actualmente, con las técnicas existentes puede producirse a partir de fuentes variadas y abundantes: gas natural, carbón, madera e incluso los residuos orgánicos (biomasa), aunque lo más común es producirlo sintéticamente.
Su fórmula química es: CH_3OH.
Es el más simple de los alcoholes. Es incoloro, tóxico y causa ceguera por destrucción irreversible del nervio óptico. Una ingestión de más de 30 mL causa la muerte.
Es usado en la fabricación de ácido acético y otros compuestos químicos. Es un solvente para los plásticos, pinturas, barnices y sirve como anticongelante en automóviles.
Su alto octanaje, performance y seguridad hacen que sea el combustible elegido para "*Las 500 Millas de Indianápolis*" desde 1965. Además, la reducción en la emisión de contaminantes y las pocas modificaciones (relacionadas con su alta corrosión) necesarias para permitir a los motores nafteros el uso del metanol hicieron que se popularice como un combustible alternativo en vehículos de competición y particulares en otros países del mundo.

Etanol

La fórmula química del etanol es : CH_3CH_2OH

Es un líquido inflamable, incoloro y es el alcohol de menor toxicidad.

Es usado en las bebidas alcohólicas y como desinfectante o solvente.

Posee un alto octanaje y una mayor solubilidad en gasolina que el metanol.

En Brasil, más de 4 millones de automóviles funcionan con etanol como resultado de un programa gubernamental que tiene por objetivo obtener un combustible alternativo derivado de la caña de azúcar.

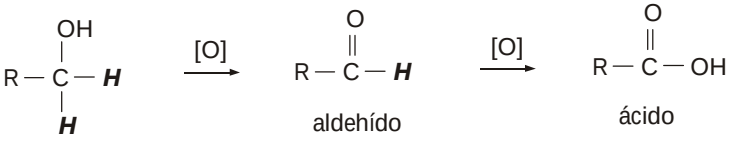
Además, es usado como un aditivo que se le añade a la gasolina para oxigenarla, llamado Ethyl Tertiary Butyl Ether, ETBE, el cual ayuda a que se produzca una mejor y limpia combustión.

También llamado alcohol etílico o alcohol de grano, porque es un líquido derivado de los granos de maíz u otros granos. El etanol se puede producir a partir de 3 principales tipos de materias primas:

·materias ricas en sacarosa como la caña de azúcar, la melaza y el sorgo dulce.

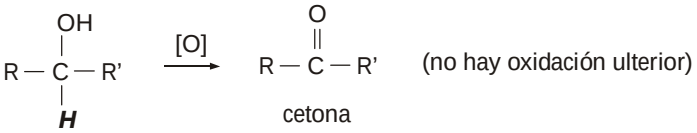
Oxidación de alcoholes

La oxidación de los alcoholes es una reacción orgánica muy común porque, según el tipo de alcohol y el oxidante empleado, los alcoholes se pueden convertir en aldehídos, en cetonas o en ácidos carboxílicos. A continuación, se comparan los distintos estados de oxidación que pueden adquirir los alcoholes primarios, secundarios y terciarios.



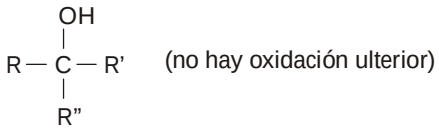
aldehído ácido

alcohol primario



cetona

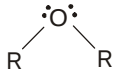
alcohol secundario



alcohol terciario

ÉTERES

En contraste con los alcoholes y su rica reactividad química, los éteres (compuestos que contienen la unidad ***C-O-C***) sufren relativamente pocas reacciones químicas. Un éter es una sustancia que tiene dos residuos orgánicos unidos al mismo átomo de oxígeno, los residuos orgánicos pueden ser alquílicos, arílicos o vinílicos; y el átomo de oxígeno puede ser parte ya sea de una cadena abierta o de un anillo. Tal vez el éter mejor conocido es el éter dietílico, una sustancia familiar que se ha usado en medicina como anestésico y se emplea mucho en la industria como solvente. Otros éteres útiles son el anisol, un éter aromático de olor agradable, que se usa en perfumería.



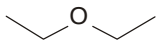
NOMENCLATURA

1. ***Nombres vulgares***

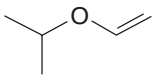
   En la nomenclatura por grupo funcional (clásica), los nombres se forman nombrando los grupos alquilo de la estructura general ***ROR´*** en orden alfabético como palabras separadas haciendo terminar el segundo sustituyente en el sufijo "ico" y anteponiendo la palabra *éter*. Cuando ambos grupos alquilo son los mismos, el prefijo *di-* precede al nombre del grupo alquilo; aunque algunos autores lo obvian.

Estructura	***Nomenclatura***
$CH_3 - O - CH_3$	Éter dimetílico o éter metílico
$CH_3 - CH_2 - O - CH_2 - CH_3$	Éter ditetílico o éter etílico o éter sulfúrico
$CH_3 - CH_2 - O - CH_3$	Éter etil metílico
$CH_3 - CH_2 - CH_2 - O - CH_2 - CH_3$	Éter etil n-propílico
$(CH_3)_2CH - O - CH_2 - CH_3$	Éter etil isopropílico

Otros autores prefieren mencionar los nombres de los grupos alquilo seguido de la palabra éter.



éter dietílico



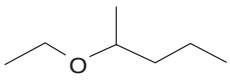
éter isopropil vinilico

dietil éter

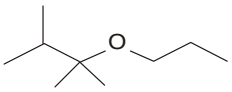
isopropil vinil éter

2. ***Nombres sistemáticos***

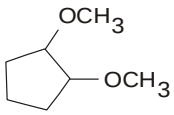
Eteres más complejos, conteniendo más de un grupo éter u otros grupos funcionales se nombran como derivados de un compuesto padre con sustituyentes alcoxi. El grupo alquilo más largo se escoge como padre.



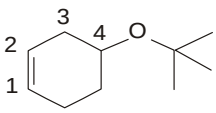
2-etoxipentano



2,3-dimetil-2-propoxibutano



1-2-dimetoxiciclopentano



4-t-butoxiciclohexeno

Nombre por sustitución	***Nombre por grupo funcional***	***Estructura***
metoximetano	éter dimetílico	CH_3OCH_3
metoxietano	éter etil metilico	$CH_3OCH_2CH_3$
etoxietano	éter dietílico	$CH_3CH_3OCH_2CH_3$
metoxibenceno	éter fenil metílico	$C_6H_5OCH_3$

Aplicaciones en la medicina

Desde 1950, se han descubierto numerosos ***antibióticos poliéter*** por medio de la tecnología de la fermentación. Se caracterizan por la presencia de varias unidades estructurales de éter cíclico, como el caso de la monensina. La monensina y otros poliéteres naturales son similares a los éteres de corona en su capacidad de formar complejos estables con los iones metálicos. La estructura del complejo monensina-bromuro de sodio muestra 4 oxígenos de éter y dos grupos hidroxilo rodeando al ion sodio. Los grupos alquilo se orientan hacia el exterior del complejo, mientras que los oxígenos polares y el ion metálico están dentro. La superficie hidrocarbonada del complejo le permite llevar al ion sodio a través del interior hidrocarbonado de la membrana celular. Esto rompe el balance normal de iones sodio en el interior de la célula e interfiere con procesos importantes en la respiración celular. Se añaden pequeñas cantidades de monensina a la alimentación de las aves de corral para matar los parásitos que viven en los intestinos de los pollos. Los compuestos como la monensina y los éteres de corona que afectan al transporte de los iones se denominan ***ionóforos*** (transportadores de iones).

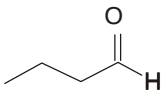
ALDEHÍDOS Y CETONAS

Los aldehídos y las cetonas son compuestos que contienen un grupo carbonilo (C=O).

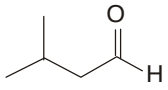
La fórmula general de los ***aldehídos*** es

La fórmula general de las ***cetonas*** es

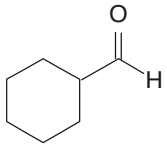
Los aldehídos y las cetonas se denominan de acuerdo con las reglas de la IUPAC, similares a las usadas para nombrar los alcoholes. Primero se localiza la cadena más larga que contiene el grupo carbonilo, para tener el hidrocarburo base. Después, se cambia la terminación -o del hidrocarburo por -***al*** para los aldehídos y -***ona*** para las cetonas. En el caso de los aldehídos, el átomo de carbono el grupo -***CHO*** siempre es el carbono número 1. Sin embargo, en las cetonas el grupo carbonilo puede presentarse en varias posiciones no equivalentes sobre la cadena de carbono. Para las cetonas, la posición del grupo carbonilo se indica por un número antes del nombre base, justamente como la posición del grupo hidroxilo se indica en los alcoholes. La cadena de carbonos se numera para dar el número más pequeño a la posición del grupo carbonilo.



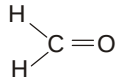
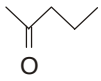
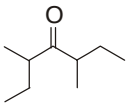
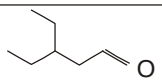
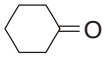
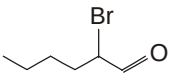
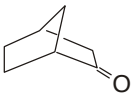
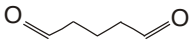
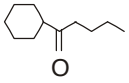
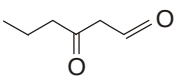
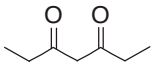
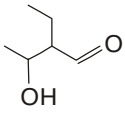
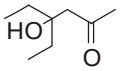
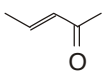
butanal



3-metilbutanal



ciclohexanocarbaldehído

Aldehído	***Nombre IUPAC***	***Cetona***	***Nombre IUPAC***
	Metanal o formaldehído		Metil, etil, cetona o Butanona
	Etanal o acetaldehído		Propil, metil, cetona o 2-Pentanona
	Nonanal o nonaldehído		Diisobutil cetona o 3,5-Dimetil-4-Heptanona
	3-etilpentanaldehído		Ciclohexanona
	2-bromohexanaldehído		biciclo [2.2.1]-2-heptanona
	Pentanodial o Pentanodialdehído		Ciclohexil, butil cetona o 1-Ciclohexil-1-Pentanona
	3-oxohexanaldehído		3,5-Heptanodiona
	2-etil-3-hidroxibutanaldehído		4-etil-4-hidroxi-2-hexanona
	2,4-dien-octanaldehído		3-Penten-2-ona

Los aldehídos y las cetonas poseen puntos de fusión y ebullición relativamente más altos que los de alcanos comparables, pero más bajos que los de los correspondientes ácidos o alcoholes.

Los aldehídos y las cetonas de cadenas cortas son apreciablemente solubles en el agua, debido quizá, a la posibilidad de formación de puentes de hidrógeno con el agua. Los aldehídos superiores son solubles en los solventes orgánicos comunes, pero también en etanol, por las mismas razones que en el agua.

NOMBRE	P.F., ºC	P.E., ºC	SOLUBILIDAD g/100g H_2O
Formaldehído	-90	-21	Muy sol.
Acetaldehído	-121	20	∞
Propionaldehído	-81	49	16
n-Butiraldehído	-99	76	7
n- Valeraldehído	-91	103	Ligeramente sol.
Caproaldehído		131	Ligeramente sol.
Heptaldehído	-42	155	0.1
Fenilacetaldehído		194	Ligeramente sol.
Benzaldehído	-26	178	0.3
Salicialdehído	2	197	1.7
(o-Hidroxibenzaldehído)	116		1.4
p- Hidroxibenzaldehído	3	248	0.2
Anisaldehído	82	285	1
Vainillina	37	263	0.2
Piperonal	-94	56	∞
Acetona	-86	80	26
Metil-etil-cetona	-78	102	6.3
2-Pentanona	-41	101	5
3-Pentanona	-35	150	2.0
2-Hexanona		124	Ligeramente sol.
3-Hexanona	-85	119	1.9

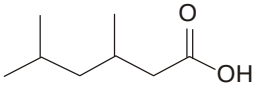
Los aldehídos de peso molecular bajo tienen olores definidos, penetrantes. El formaldehído (metanal), HCHO, y el acetaldehído (etanal), CH_3CHO, son ejemplos. Al incrementarse el peso molecular, los aldehídos se convierten en más fragantes. Algunos aldehídos de los hidrocarburos aromáticos tienen olores especialmente agradables. El formaldehído es un gas que se produce por la oxidación del metanol. El gas es muy soluble en agua, y una solución acuosa al 37% llamada formalina se comercializa como desinfectante y como conservador de especímenes biológicos. El uso principal del formaldehído es en la manufactura de plásticos y resinas. La acetona, CH_3COCH_3, es la cetona más sencilla. Es un líquido con un olor fragante. El líquido es un disolvente importante para lacas, removedores de pinturas y removedores de barnices de uñas.

ACIDOS CARBOXÍLICOS

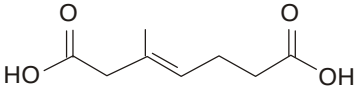
Los Ácidos Carboxílicos son compuestos que contienen en su estructura molecular el grupo funcional Carboxilo: ***-COOH***. Los ácidos carboxílicos están ampliamente difundidos en la naturaleza: El ácido fórmico en la picadura de las hormigas, el ácido acético en el vinagre, el ácido butírico en la mantequilla y los ácidos grasos como el cáprico, láurico, mirístico, palmítico y esteárico, en muchas de las grasas animales y vegetales que conforman nuestra dieta diaria.

El ácido acético, el más importante de todos los ácidos carboxílicos, puede obtenerse por fermentación de frutas, (acetobacter) o por oxidación catalítica de acetileno o etanol. La principal fuente de ácidos carboxílicos superiores, la constituyen las grasas animales y vegetales, de donde se obtienen mediante hidrólisis ácida o básica, principalmente los ácidos láurico, mirístico, palmítico y esteárico.

El nombre de estos compuestos se forma anteponiendo la palabra ácido y cambiando la ***o*** final del alcano correspondiente por ***oico***. El carbono carboxílico siempre lleva el índice 1.

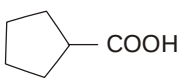


ácido 3,5-dimetilhexanoico

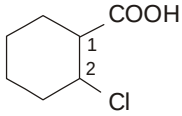


ácido (E)-3-metil-4-heptenodioico

Para compuestos con el grupo -COOH enlazado a un anillo se usa el sufijo carboxílico. El carbono al que está enlazado el carboxilo lleva el índice 1 y el carbono carbonílico no se numera en este sistema.

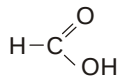
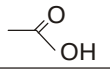
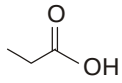
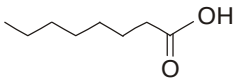
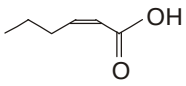
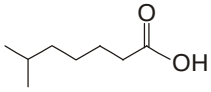
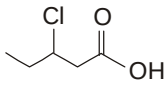
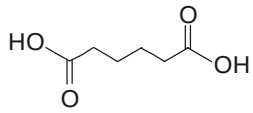
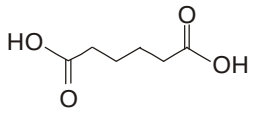


ácido ciclopentanocarboxílico



ácido 2-clorociclohexanocarboxílico

Nomenclatura de los Ácidos Carboxílicos

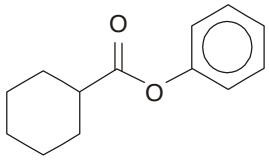
Fórmula Molecular	*Nombre IUPAC*
	Ácido Metanoico o Fórmico
	Ácido Etanoico o Acético
	Ácido Propanoico o Propiónico
	Ácido Octanoico
	Ácido (Cis)-2-Hexenoico
	Ácido 6-Metil Heptanoico
	Ácido 3-Cloro Pentanoico
	Ácido Hexanodioico
	Ácido 6-Hidroxi-4-Oxo Nonanoico

Derivados de ácidos carboxílicos

ÉSTERES

Los ésteres reciben nombres como si fueran sales inorgánicas. La terminación ***ico*** del ácido correspondiente se cambia a ***ato*** y luego se menciona el grupo alcohoxilo con la terminación ilo separando las dos palabras con la palabra de.

benzoato de isopropilo



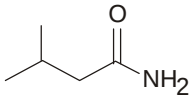
ciclohexanocarboxilato de fenilo

$Cl_3CCOOC(CH_3)_3$

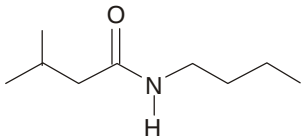
tricloroacetato de ter-butilo

AMIDAS

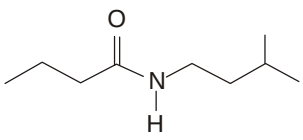
Las amidas se nombran a partir del ácido que les da origen, eliminando la palabra ácido y cambiando la terminación oico o ico por amida o la terminación carboxílico por carboxamida. Si la amida tiene sustituyentes alquílicos en el átomo de nitrógeno, se indica su posición con el prefijo *N*-.



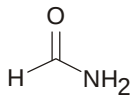
3-metilbutanamida



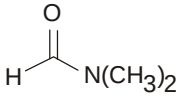
N-butil-3-metilbutanamida



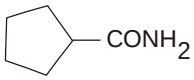
N-(3-metilbutil)butanamida



formamida



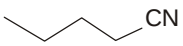
N,N-dimetilformamida



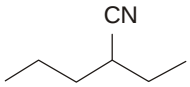
ciclopentanocarboxamida

NITRILOS

Para dar nombre a estos compuestos, se escoge la cadena más larga, incluyendo el carbono del grupo -CN, y al nombre del alcano correspondiente se la agrega el sufijo nitrilo. El carbono número 1 es el carbono del nitrilo.



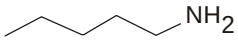
pentanonitrilo



2-etilpentanonitrilo

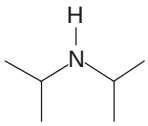
AMINAS

Aminas primarias simples se nombran agregando el sufijo amina al nombre del sustituyente alquílico (metil, etil, etc).



pentilamina

Aminas secundarias y terciarias simétricas se nombran agregando los prefijos di y tri al nombre del grupo alquilo.

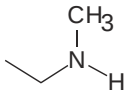


diisopropilamina

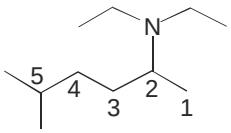
$(CH_3CH_2)_2NH$

trietilamina

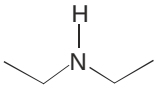
Aminas asimétricas se nombran como aminas primarias *N*-sustituidas. Se escoge el grupo alquilo más largo como padre y los otros grupos alquilo se consideran sustituciones en el átomo de nitrógeno. Los sustituyentes en el átomo de nitrógeno se indican con el prefijo *N*-.



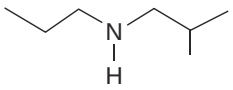
N-metiletilamina



N,N-dietil-5-metil-2-hexilamina



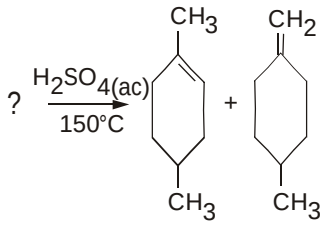
N-etiletanamina
(dietilamina)



2-metil-N-propilpropanamina

PROBLEMAS PROPUESTOS

01. Determine el nombre del alcohol que al deshidratarse produce:



a) 1,4-dimetilciclohexanol.
b) 4-metilciclohexanol.
c) 2,4-dimetilciclohexanol.
d) 1-metilciclohexanol.
e) Ciclohexanol.

02. Determine qué serie homóloga presenta mayor punto de ebullición a peso molecular comparable:

a) Alcanos.
b) Ácidos carboxílicos.
c) Alquenos.
d) Alcoholes.
e) Alquinos.

03. La oxidación de un alcohol con dicromato de potasio en medio ácido produce un ácido orgánico cuyo contenido de carbono es 40%. Determine de qué alcohol se trata:

a) Alcohol metílico.
b) Alcohol etílico.
c) Alcohol n-propílico.
d) Alcohol n-butílico.
e) 1,2-etanodiol.

04. Determine en cuál de los siguientes compuestos no existen átomos de carbono con hibridación sp^2.

a) Fenol.
b) Acetato de etilo.
c) Glicerol.
d) Ácido fórmico.
e) Propanal.

05. El etileno reacciona con el oxígeno para formar el óxido de etileno, C_2H_4O. Si se obtiene 180 gramos de óxido de etileno a partir de 120 gramos de etileno. Determine el rendimiento porcentual de la reacción.

a) 24,55% b) 60,17% c) 39,8%
d) 95,45% e) 47,72%

06. ¿Qué alternativa representa un halogenuro de alquilo terciario?

a) 1-bromo-2,2-dimetilpropano.
b) 2-bromopropano.
c) 2-bromo-3-metilbutano.
d) 2-bromo-2-metilbutano.
e) 1-bromopentano.

07. Es un ácido graso:

a) Ácido benzoico.
b) Ácido 2-hidroxipropanoico.
c) Ácido pentanoico.
d) Ácido hexadecanoico.
e) Ácido 2-aminopropanoico.

08. ¿En qué reacción se obtienen jabones?

a) Saponificación de amidas.
b) Hidrólisis alcalinas de grasas.
c) Hidrólisis ácida de grasas.
d) Neutralización de ácidos carboxílicos de hasta cinco átomos de carbono.
e) Hidrólisis alcalina de anhidridos.

09. ***No*** es un isómero del $C_6H_{12}O$.

a)Ciclohexanol. b) Metilciclopentanol.
c) Hexanal. d) 4-hexen-1-ol.
e) 4-hexenal.

10. ¿Qué alternativa contiene un dieno conjugado?

a) 2,3-pentadieno.
b) 1,4-ciclohexadieno.
c) 2-metil-1,4-pentadieno.
d) 1,3-ciclohexadieno.
e) 1,4-hexadieno.

11. ¿Qué sustancia es insoluble en agua?

a) Ácido propiónico.
b) Ácido fórmico.
c) Ácido hexanoico.
d) Ácido acético.
e) Ácido etanodioico.

12. ¿Qué sustancia es soluble en agua?

a) 1-hexanol.
b) Etilenglicol.
c) 2-decanol.
d) 2-metil-2-heptanol.
e) Etanamida.

13. Suponiendo que la constante de equilibrio para la reacción del ácido acético y el metanol es 4 a 25°C. Calcular el rendimiento de esterificación en porcentaje, si se usan cantidades equimolares de ambos reactivos.

a) 33,4% b) 97,2% c) 66.6%
d) 13,5% e) 86,5%

14. ¿Qué alternativa contiene un compuesto cuyo peso equivalente es 52?

a) Ácido butírico.
b) Ácido oxálico.
c) Ácido malónico.
d) Ácido propiónico.
e) Ácido 2-hidroxipropiónico.

15. Un ácido dicarboxílico aumenta en un 42,3% su masa cuando reacciona con sodio completamente dando la sal disódica correspondiente. Determinar de qué ácido se trata. m.A. Na = 23

a) Ácido oxálico.
b) Ácido malónico.
c) Ácido pentanodioico.
d) Ácido hexanodioico.
e) Ácido butanodioico.

16. La oxidación de un aldehido da un ácido orgánico cuyo contenido en carbono es del 40%. Determine de qué aldehido se trata.

a) Formaldehido. b) Butiraldehido.
c) Acetaldehido. d) Pentanal.
e) Propanal.

17. Se mezcla a 180°C, una mol de etanol y una mol de ácido acético. ¿Cuál es la masa de acetato de etilo obtenida al alcanzarse el equilibrio? Admítase que el equilibrio se alcanza cuando los 2/3 de la masa de alcohol se ha transformado.

a) 5,866 g b) 58,66 g c) 26,77 g
d) 2,677 g e) 29,33 g

18. Deshidratando un alcohol primario se obtiene un hidrocarburo que adiciona 10 gramos de Br_2. Determine qué cantidad de alcohol ha reaccionado, sabiendo que el peso molecular de dicho alcohol es 60.
m.A. (Br=80)

a) 5,44 g b) 54,41 g c) 1,62 g
d) 3,75 g e) 16,2 g

19. La deshidratación del alcohol etílico con ácido sulfúrico produce etileno (C_2H_4). ¿Qué volumen de etileno se obtiene, en condiciones normales, de 10 gramos de una solución de etanol al 95% ?

a) 46,3 L b) 23,25 L c) 4,63 L
d) 2,325 L e) 4,36 L

20. El rendimiento en la hidratación del etanonitrilo es del 70%. ¿Qué cantidad necesitamos para obtener 100 miligramos de acetato de amonio, según la siguiente reacción química?

$$CH_3\text{-}CN + H_2O \Rightarrow CH_3\text{-}COONH_4$$

a) 7,6 mg b) 76 mg c) 2,7 mg
d) 27 mg e) 72 mg

21. Suponiendo que la constante de equilibrio para la reacción entre el CH_3-COOH y el CH_3OH es 4 a 25°C. Calcule el rendimiento de esterificación en porcentaje.

a) 33,4% b) 100% c) 66,6%
d) 13,5% e) 86,5%

22. Si una bujía de 125 gramos está formada por 80% en masa de ácido astearico. ¿Qué volumen de oxígeno a 0°C y 2 atmósferas se necesita para su combustión completa, suponiendo que el material de relleno no reacciona con el oxígeno?

a) 102,5 L b) 205 L c) 10,25 L
d) 20,5 L e) 106,4 L

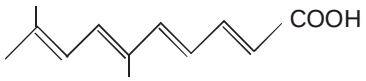
23. ¿Qué masa de una grasa de palmitina con una riqueza del 60% en peso se debe saponificar para obtener 0,21 kg de jabón?
m.A. (Na=23)

a) 1 kg b) 0,2 kg c) 0,34 kg
d) 0,121 kg e) 0,17 kg

24. ¿Qué cantidad de una solución de soda caústica al 20% en masa se requiere para reaccionar con la oleína produciendo 1 kilogramo de jabón.
m.A. (Na=23)

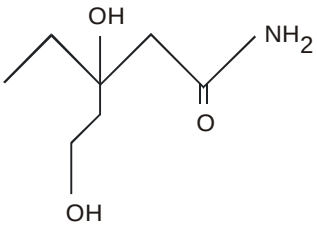
a) 131,6 g b) 26,32 g c) 852,64 g
d) 658 g e) 243,71 g

25. Nombrar:



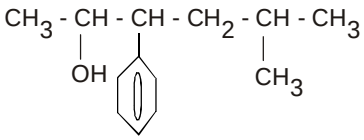
a) ácido 2,5-dimetil-2,4,6,8-decatetraenoico
b) ácido 2,5-dimetil-2,4,6,8-tetraenodecanoico
c) ácido 6,9-dimetil-2,4,6,8-decatetraenoico
d) ácido 6,9-dimetil-2,4,6,8-tetraenodecanoico
e) ácido 2,4-dimetil-2,4,6,8-decatetraenoico

26. Nombrar:



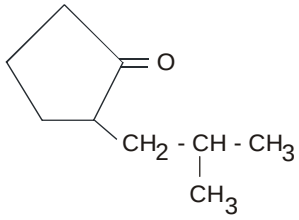
a) 3- etil-3,5-dihidroxipentanamida
b) 3-hidroxi-3-3-(2-hidroxietil) pentanamida
c) 3-etil-3,5-hidroxipentanamina
d) 1-amino-3-hidroxi-3-(2-hidroxietil)pentanona
e) 3-etil-3,5-dihidroxipentanamida

27. Nombrar:



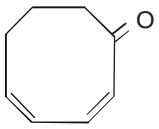
a) 3-fenil-2-hidroxi-5-metilhexano
b) 3-fenil-5-metilhexan-3-ol
c) 3-fenil-5-metilhexanol
d) 3-fenil-5-metil-2-hexanol
e) 4-fenil-2-metil-5-hexanol

28. Nombrar:



a) 2-isobutilciclopentanona
b) 1-isobutil-2-ciclopentanona
c) 2-butilciclopentanona
d) 1-butilciclo-2-pentanona
e) 2-isobutilciclo-1-pentanona

29. Nombrar:

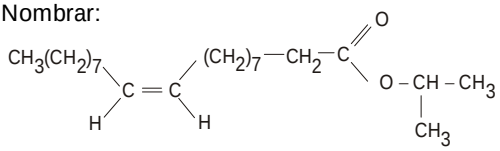


a) 2,4-ciclo-1-octadienona
b) 1,3-ciclooctadien-4-ona
c) 1,2-cicloctadienona
d) 2,4-ciclooctadienona
e) 5,7-ciclooctadienona

30. Nombrar:
$(CH_3)_2C = CH - CH(Cl) - CH_2 - COOH$

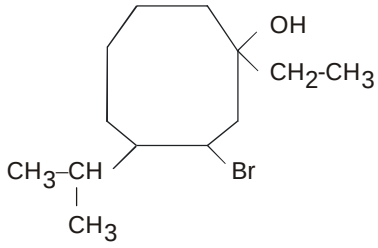
a) Ácido 3-cloro-5-metil-4-hexanoico
b) Ácido 3-cloro-5-metil-4-hexenoico
c) Ácido 3-cloro-5-metil-4-hexen-1-oico
d) Ácido 4-cloro-2-metil-2-hexenoico
e) Ácido 4-cloro-5-metil-3-hexenoico

31. Nombrar:



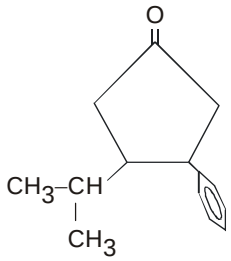
a) 9-octadecenoato de propilo
b) Cis-9-octadecenoato de isopropilo
c) Cis-9-octadecanoato de isopopilo
d) Cis-9-octadecenoato de propilo
e) Trans-9-octadecenoato de isopropilo

32. Nombrar:



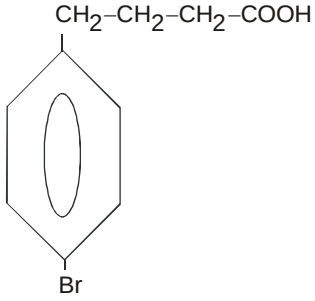
a) 3-bromo-1-etil-4-propilcicloctanol
b) 3-bromo-1-etil-4-isopropilciclooctan-1-ol
c) 3-bromo-1-etil-4-isopropilcicloctanol
d) 3-bromo-1-etil-4-isopropiloctanol
e) 3-bromo-1-etil-4-isopropil-1-ciclooctanol

33. Nombrar:



a) 3-fenil-4-isopropilciclopentanona
b) 3-isopropil-4-fenilciclopentanona
c) 3-fenil-4-propilciclopentanona
d) 3-fenil-4-n-propilciclopentanona
e) 1-fenil-2-isopropilciclopentanona

34. Nombrar:



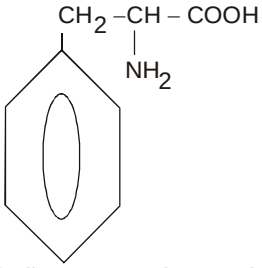
a) Ácido 1-(p-bromofenil)-4-butanoico
b) Ácido 4-(p-bromobencil)butanoico
c) Ácido 4-(p-bromobencenil)butanoico
d) Ácido 4-(p-bromofenil)butanoico
e) Ácido 4-(o-bromofenil)butanoico

35. Nombrar:

$(CH_3)_2CHCHNH_2COOH$

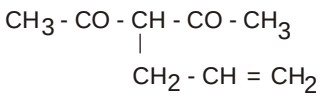
a) Ácido 3-metilbut-2-amino-1-oico
b) Ácido 2-amino-3-metilbutanocarboxílico
c) Ácido 2-aminoisobutírico
d) Ácido 2-amino-3-metilbutanoico
e) Ácido 2-amino-2-isopropiletanoico

36. Nombrar:



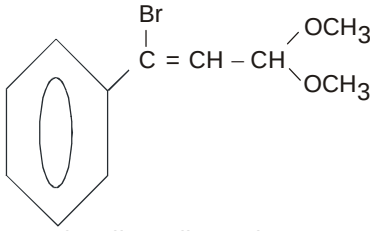
a) Ácido 3-fenilpropan-2-amino-1-carboxílico
b) Ácido 2-amino-3-fenilpropanoico
c) Ácido 2-aminopropanobenzoico
d) Ácido 2-amino-3-bencenopropanoico
e) Ácido 2-amino-2-benciletanoico

37. Nombrar:



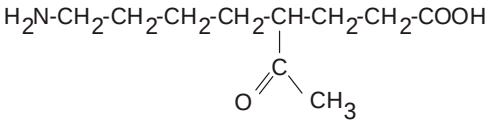
a) 3-alil-2,4-pentanona
b) 3-vinil-2,4-pentanona
c) 3-alil-2,4-pentanodiona
d) 3-vinil-2,4-pentanodiona
e) 3-vinil-2,4-hexanodiona

38. Nombrar:



a) 1-bromo-bencil-3,3-dimetoxi-1-propeno
b) 1-bromo-1-bencil-3,3-dimetoxipropeno
c) 1-bromo-1-fenil-3,3-dimetoxipropeno
d) 3-bromo-3-fenil-1,1-dimetoxi-2-propeno
e) 1-fenil-1-bromo-3,3-dimetoxipropeno

39. Nombrar:



a) Ácido 8-amino-4-cetooctanoico
b) Ácido 8-amino-4-etoxioctanoico
c) Ácido 4-acetiloxi-8-aminooctanoico
d) Ácido 4-aceto-8-octanoaminoico
e) Ácido 4-acetil-8-aminoaotanoico

40. ¿Qué proposición es falsa, respecto al ácido butanodioico?

a) Su fórmula global es $C_4H_6O_4$.
b) Su peso molecular es 118 g/mol.
c) Es isómero con el 1,2,3,4-ciclobutanotetraol.
d) Es un ácido dicarboxílico.
e) Es soluble en agua.

41. ¿Qué proposición es falsa, respecto al 2-hexenal?

a) Es insoluble en el agua.
b) Presenta isomería geométrica.
c) Su fórmula global es $C_6H_{10}O$.
d) Es isómero con la ciclohexanona.
e) Presenta dos átomos de carbono con hibridación sp^2.

42. ¿Qué compuesto ***no*** es isómero del 2-hexen-1-ol?

a) Ciclohexanol. b) Hexanal. c) 2-hexenal.
d) 2-hexanona. e) 3-hexanona.

43. ¿Qué alcano es líquido a 25°C?

a) Metano. b) n-butano.
c) Isobutano. d) Neopentano.
e) n-octano.

44. ¿Qué alqueno presenta mayor punto de ebullición?

a) 2-hexeno. b) 2-metil-1-hexeno.
c) 1-penteno. d) 2-metil-2-hexeno.
e) 1-octeno.

45. ¿Qué alqueno es más volátil?

a) 1-hexeno
b) Cis-2-hexeno
c) 2-metil-1-penteno
d) 2-metil-2-penteno
e) 2,3-dimetil-2-buteno

46. ¿Qué alqueno presenta isomería geométrica?

a) 1-buteno b) 2-metil-2-octeno
c) 1-deceno d) 1-cloro-1-buteno
e) Ciclopenteno

47. ¿Qué alquino presenta mayor punto de ebullición?

a) 1-pentino b) 2-pentino
c) 3-metil-1-butino d) 1-butino
e) 2-butino

48. ¿Qué alternativa representa un isómero del 2,2-dimetil-3-heptino

a) 3,3-dimetil-1-hepteno
b) 3,3-dimetilcicloheptano
c) 1,1-dimetilcicloheptano
d) 1,3-octadieno
e) 3,3-dimetilcicloheptano

49. ¿Qué alcohol es soluble en agua?

a) 2-pentanol
b) Alcohol ter-butílico
c) 1-hexanol
d) 2-metil-2-heptanol
e) 2-hexanol

50. Suponiendo compuestos de pesos moleculares cercanos, determine la función química de mayor volatilidad.

a) Alqueno b) Amina
c) Alcohol d) Aldehido
e) Amida

51. ¿Qué compuesto ***no*** es isómero del $C_6H_{12}O$?

a) Ciclohexanol b) 3-hexen-1-ol
c) 2-ciclohexenol d) 2-hexanona
e) 3-hexanona

52. ¿Qué alternativa puede ser identificada por el reactivo de Tollens?

a) 2-propanol b) 1-propanol
c) Propanona d) Propanal
e) Ácido propanoico

53. ¿Qué compuesto da prueba instantánea de Lucas?

a) 1-hexanol
b) 2-hexanol
c) 2-metil-1-pentanol
d) 3-metil-2-pentanol
e) 2-metil-2-pentanol

54. ¿Cuántos alcoholes de fórmula $C_6H_{14}O$ dan prueba instantánea de Lucas?

a) 0 b) 1 c) 2
d) 3 e) 4

55. Determine, ¿cuántos aldehídos responden a la fórmula global $C_5H_{10}O$?

a) 0 b) 1 c) 2
d) 3 e) 4

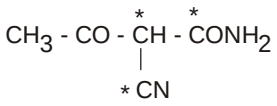
56. Un aldehido por tratamiento con dicromato de potasio en medio ácido produce un ácido carboxílico que contiene 54,54 % de carbono. Determine el nombre del aldehído implicado.

a) Formaldehído.
b) Acetaldehído.
c) Propionaldehído.
d) Butiraldehído.
e) Valeraldehído.

57. ¿Qué propiedad no es característica de la generalidad de los compuestos orgánicos?

a) Solubles en solventes orgánicos.
b) Descomponen a bajas temperaturas, comparados con los inorgánicos de peso molecular cercano.
c) Son inflamables.
d) Sus soluciones conducen la electricidad.
e) Son combustibles.

58. ¿ Qué tipo de hibridación ***no*** está implicada en los átomos marcados con asterisco?



a) sp b) sp^2 c) sp^3
d) Faltan datos e) sp^3d

59. ¿Cuáles de las siguientes proposiciones son características de los isómeros?

I. Presentan la misma composición centesimal.
II. Presentan la misma fórmula empírica.
III. Tienen que presentar el mismo grupo funcional.
IV. Presentan las mismas propiedades químicas.
V. Presentan las mismas propiedades físicas.

a) I $\wedge$ III b) I , II $\wedge$ III c) I $\wedge$ II
d) I , II $\wedge$ IV e) II , III $\wedge$ IV

60. Marcar la proposición incorrecta respecto a las propiedades de los alcanos.

a) El n- heptano es líquido a temperatura ambiente.
b) El n- butano es un gas a temperatura ambiente.
c) La serie homóloga de alcanos presentan el mismo estado de agregación.
d) Se les denomina parafinas debido a su baja reactividad.
e) Son solubles en solventes orgánicos.

Claves

01.	a
02.	b
03.	b
04.	c
05.	e
06.	d
07.	d
08.	c
09.	e
10.	d
11.	c
12.	b
13.	c
14.	c
15.	b
16.	c
17.	b
18.	d
19.	c
20.	b
21.	c
22.	e
23.	c
24.	d
25.	c
26.	a
27.	d
28.	a
29.	d
30.	b

31.	b
32.	c
33.	a
34.	d
35.	d
36.	b
37.	c
38.	c
39.	e
40.	c
41.	e
42.	c
43.	e
44.	e
45.	e
46.	d
47.	c
48.	b
49.	a
50.	a
51.	c
52.	d
53.	e
54.	c
55.	d
56.	d
57.	d
58.	e
59.	c
60.	c

Capítulo

31

CONTAMINACIÓN AMBIENTAL

…Podríamos ser conocidos como la generación que colocó al hombre en la Luna, mientras nos encontrábamos de pie hundidos con la basura hasta los tobillos…
Ralph Locher

CONTAMINACIÓN AMBIENTAL

La ***contaminación ambiental*** son las emanaciones de alguna forma de energía (contaminación física), material químico (contaminación química), o emanaciones de microorganismos (contaminación biológica); y que causan un desequilibrio ecológico ya sea por la proliferación indiscriminada de alguna especie o por la extinción de otra. La contaminación se puede clasificar por su origen, por la fuente que la origina o por el tipo de contaminante que se segrega.

Contaminación de origen natural: Es el tipo de contaminación generada por algún factor natural, tal como las erupciones volcánicas, los terremotos, cambios climáticos, incendios forestales espontáneos, descomposición de seres vivos, o el oleaje marino, los cuales provocan un tipo de contaminación localizada y no es un problema, ya que se genera en forma esporádica.

Contaminación de origen antropogénico: La contaminación de origen antropogénico o artificial sucede cuando los vertidos son causados por la influencia directa de la mano del hombre.

Contaminación física: Son las emanaciones de algún tipo de energía (calor, radiaciones electromagnéticas, ruido, etc,) a uno de los componentes de la tierra. Este tipo de contaminación no es tan preocupante para el hombre debido a su efecto de dilución.

Contaminación química: Son las emanaciones de sustancias químicas a uno de los componentes de la tierra; tales como: detergentes, CO, CO_2, SO_2, NO_X, material macroparticulado, hidrocarburos, plásticos, botellas, metales pesados, etc. Este tipo de contaminación es muy preocupante porque las industrias y los hogares generan miles de toneladas de productos químicos que se segregan a la atmósfera, hidrósfera y litósfera, produciendo los graves problemas de contaminación que estamos afrontando en estos momentos.
Contaminación biológica: Son las emanaciones de microorganismos: virus, protozoarios, hongos,etc. y que se reproducen exponencialmente por lo que si no se controlan rápidamente pueden producir males endémicos tales como: cólera, botulismo, denge, malaria, etc.

LA ATMÓSFERA

La atmósfera es una capa gaseosa de aproximadamente 10,000 km de espesor que rodea la litósfera e hidrósfera. Está compuesta de gases y de partículas sólidas y líquidas en suspensión atraídas por la gravedad terrestre. En ella, se producen todos los fenómenos climáticos y meteorológicos que afectan al planeta, regula la entrada y salida de energía de la tierra y es el principal medio de transferencia del calor. Por compresión, el mayor porcentaje de la masa atmosférica se encuentra concentrado en los primeros kilómetros. Es así como el 50% de ella se localiza bajo los 5 km, el 66% bajo los 10 km y sobre los 60 km se encuentra sólo una milésima parte.
En la tropósfera es donde se encuentran la mayor parte de los gases y el vapor de agua de la atmósfera, y su turbulencia afecta directamente a la corteza terrestre modelando su relieve. Por encima de la tropósfera se sitúan: la estratósfera, la mesósfera y la termósfera; con gases cada vez más enrarecidos, y con las respectivas tropopausa, estratopausa y mesopausa. No sabemos casi nada del papel que tienen en la definición del clima terrestre. Lo más estudiado es el estrato o «capa de ozono» en la estratósfera, de la cual sabemos poco más que se sitúa a unos 50 km de altitud y que es la encargada de absorber la mayor parte de las radiaciones ultravioleta que llegan a la Tierra, por lo que se constituye en una importante reserva de calor. Esta capa emite calor, y la influencia de ese calor define la ruptura del gradiente térmico vertical de la

tropopausa y la estratopausa. Muy probablemente la potencia del estrato tenga que ver con la temperatura media de la Tierra, ya que cuanto más grueso sea más calor absorberá.
En la tropósfera es donde tienen lugar los cambios del tipo de tiempo que nos interesan, y más nos afectan. Se compone fundamentalmente de ***nitrógeno*** (78%), ***oxígeno*** (21%) y ***argón*** (1%), así como de CO_2 y otros gases menores, todos ellos en proporciones más o menos estables. También contiene vapor de agua, agua, polvo y núcleos higroscópicos en suspensión, pero su proporción en la atmósfera es variable según los lugares. La concentración de vapor de agua y agua en suspensión depende de la existencia de un área de evaporación o una temperatura reducida.

Tabla: El aire seco a nivel del mar presenta aproximadamente la siguiente composición:

COMPONENTE	***PROCENTAJE VOLUMÉTRICO***
Nitrógeno (N_2)	78.084%
Oxígeno (O_2)	20.948%
Argón (Ar)	0.934%
Dióxido de carbono (CO_2)	0.0355%
Gases traza : Neón (Ne), Helio (He), Metano (CH_4), Kriptón (Kr), Hidrógeno (H_2), Óxido nitroso (N_2O), Xenón (Xe), Ozono (O_3), Dióxido de azufre (SO_2), Dióxido de nitrógeno (NO_2), Amoniaco (NH_3), Monóxido de carbono (CO)…….	

Cuando algunos de estos componentes altera su concentración en forma local o global, incidiendo en forma negativa sobre el equilibrio ecológico, sobre las condiciones de vida o si esto último se da por la aparición de nuevos contaminantes como los clorofluorcarbonos (CFC), hablamos de contaminación atmosférica.

Se considera contaminación atmosférica a cualquier condición atmosférica bajo la cual los elementos o componentes ajenos a la atmósfera alcanzan concentraciones suficientemente elevadas respecto a su nivel ordinario como para que se produzcan efectos adversos en el hombre, animales, vegetación u objetos cualesquiera.

Los ***contaminantes primarios*** son emitidos directamente por una fuente, entre ellos están comprendidos los aerosoles, SO_2, NO_X, hidrocarburos, monóxido de carbono y otros menos frecuentes como halógenos y sus derivados (Cl_2, HF, HCl, haluros,...), arsénico y sus derivados, ciertos componentes orgánicos, metales pesados como Pb, Hg, Cu, Zn, etc. y partículas minerales (asbesto y amianto).

Los ***contaminantes secundarios*** se forman por reacción de los contaminantes primarios con los componentes naturales de la atmósfera, existiendo una gran familia de sustancias producidas por reacciones fotoquímicas. Comprende al ozono, aldehidos, cetonas, ácidos, peróxido de hidrógeno, radicales libres y otros de diverso origen como sulfatos, originados de los óxidos de azufre y nitratos, originados de los óxidos de nitrógeno.

PRINCIPALES CONTAMINANTES PRIMARIOS

A continuación, se describen los principales contaminantes que pueden estar presentes en la atmósfera, y los efectos que pueden producir.

DIÓXIDO DE CARBONO (CO_2)

Es un gas incoloro, sin olor ni sabor que se encuentra presente en la atmósfera de forma natural. No es tóxico en pequeñas concentraciones y no se debería considerar una sustancia contaminante, ya que se reconvierte por fotosíntesis en oxígeno. La tala indiscriminada de bosques ha hecho que se rompa este equilibrio, acumulándose el CO_2 en forma alarmante en la atmósfera, por las emanaciones generadas por el sistema de transporte, quema de los combustibles fósiles, incendios de grandes extensiones de bosques, etc. La capacidad del CO_2 de retener la radiación IR (calor), genera el llamado efecto invernadero, discutido posteriormente.

MONÓXIDO DE CARBONO (CO)

Cuando no hay suficiente oxígeno, se produce la combustión incompleta de un combustible fósil, el cual produce monóxido de carbono (CO). Este es un gas incoloro, inodoro, de menor densidad que el aire, tóxico y estable. Si se inhala, el monóxido de carbono reemplaza al oxígeno que las células necesitan para su funcionamiento. El monóxido de carbono del aire se acumula rápidamente en la sangre, ya que la hemoglobina tiene mayor afinidad por el CO, causando síntomas similares a los de la gripe, tales como jaqueca, fatiga, náuseas, mareos, estado de confusión e irritabilidad. A medida que aumenta su concentración, el CO produce vómitos, pérdida del conocimiento y, finalmente, daño cerebral y muerte. Las personas que sufren de problemas cardíacos son particularmente sensibles al CO, pudiendo experimentar dolor en el pecho si lo inhalan al realizar ejercicio. Los niños, los ancianos y las personas con problemas respiratorios son también especialmente sensibles.

DIÓXIDO DE AZUFRE (SO_2)

Importante contaminante primario. Es un gas incoloro y no inflamable, de olor fuerte e irritante. Su vida media en la atmósfera es corta (de unos 2 a 4 días). Los daños a seres humanos pueden llegar a ser graves en el aparato respiratorio, ojos y mucosas. Además, la presencia de SO_2 es causa del deterioro de materiales, ya que acelera los procesos de oxidación de metales y se convierte en uno de los responsables del deterioro de gran cantidad de monumentos. En conjunto, más de la mitad del que llega a la atmósfera es emitido por actividades humanas, sobre todo por la combustión de carbón y petróleo y por la metalurgia.

ÓXIDOS DE NITRÓGENO (NO_X)

De los más de ocho óxidos distintos que forman esta familia, tres son los que están en el aire en cantidades apreciables: N_2O (óxido nitroso), NO (óxido nítrico) y NO_2 (dióxido de nitrógeno).

El N_2O es un gas inerte de carácter anestésico que contribuye al efecto invernadero (absorbe 200 veces más radiación infrarroja que el CO_2) y afecta a la destrucción de la capa de ozono, incrementándose la presencia del mismo en la atmósfera como consecuencia de las emisiones procedentes de la descomposición de materia orgánica nitrogenada .

El NO es un gas incoloro e inodoro, tóxico a altas concentraciones y presente en el aire en muy bajas concentraciones (menos de 0,50 ppm), a las cuales su tolerancia por los seres vivos es aceptable; sin embargo, es un precursor del NO_2 y por lo tanto, responsable en parte de la contaminación fotoquímica.

HIDROCARBUROS

Son varias las fuentes naturales que producen hidrocarburos. De todos los hidrocarburos en la atmósfera, aproximadamente solo un 15% está ahí a causa de la actividad humana. Sin embargo, en la mayor parte de las áreas urbanas el procesamiento y uso de la gasolina son las principales fuentes de hidrocarburos en la atmósfera. La gasolina puede evaporarse en cualquier punto de su procesamiento y uso. Este sencillo fenómeno contribuye esencialmente a la cantidad total de hidrocarburos en el aire urbano. El motor de un automóvil también contribuye al expulsar hidrocarburos no quemados o parcialmente quemados.

Ciertos hidrocarburos, sobre todo los que poseen dobles enlaces, se combinan con átomos de oxígeno o moléculas de ozono para formar aldehídos los cuales presentan un olor desagradable e irritante. Otra serie de reacciones donde intervienen hidrocarburos, dióxido de nitrógeno y oxígeno, da lugar a la formación de nitrato de peroxiacetilo (PAN). El ozono, el PAN y los aldehídos son los causantes de buena parte de los efectos nocivos de smog: dificultan la respiración y causan ardor y escozor a los ojos.

Los hidrocarburos con mayor efecto contaminante de la atmósfera, son el ***metano*** (CH_4), por la cantidad emanda a la atmósfera y el ***benceno*** por su actividad carcinogénica

CLOROFLUORCARBONOS (CFC)

Los compuestos llamados clorofluorcarbonos, CFC, se han utilizado ampliamente como agentes propelentes en latas de aerosoles, como agentes espumantes para plásticos y en sistemas de refrigeración, aire acondicionado y disolventes. A temperatura ambiente, los CFC son gases o líquidos con bajo punto de ebullición. Son prácticamente insolubles en agua e inertes respecto a la mayor parte de las demás sustancias. Lo malo de que estas sustancias sean tan inertes es que pueden permanecer mucho tiempo en el medio ambiente. Su vida media estimada en la atmósfera supera los 100 años.

Los CFC se difunden en la estratosfera donde la radiación UV los descompone en los peligrosos radicales cloro, que están destruyendo irreversiblemente la capa de ozono.

PARTÍCULAS Y AEROSOLES

El término aerosol o partícula se utiliza a veces indistintamente, ya que los aerosoles atmosféricos se definen como dispersiones de sustancias sólidas o líquidas del aire.

Las partículas son un componente natural de la atmósfera e incluyen productos de procedencia variada: condensación de procesos naturales (incendios forestales, volcanes), de reacción de trazas de gases (cloruro de amonio, sales de sulfatos y nitratos) y materiales dispersados desde la superficie de la Tierra (sales de los océanos y polvo mineral de los continentes). A todas ellas hay que sumar las introducidas por el hombre como resultado de combustiones y procesos de incineración. Revisten toxicidad para el hombre interfiriendo frecuentemente los procesos respiratorios, ya sea por el tamaño (cuanto más pequeñas, más afectan al proceso de intercambio de gases en los pulmones), concentración, naturaleza de las mismas o porque estén asociadas a otros tóxicos. Afectan a las plantas formando depósitos sobre las hojas y llegando, a veces, a penetrar en la cadena trófica. Hacen disminuir la visibilidad, la radiación solar total recibida y alteran los niveles de precipitaciones. Su abundancia relativa varía según el medio.

La composición química varía mucho de unas partículas a otras, dependiendo fundamentalmente de su origen. Así, se pueden presentar sustancias muy distintas como partículas de polvo, polen, hollín (carbón), metales (plomo, cadmio), asbesto, sales, pequeñas gotas de ácido sulfúrico, dioxinas, pesticidas, etc.

Para su eliminación y tratamiento, se utilizan diversos dispositivos como cámaras de sedimentación por gravedad, separadores ciclónicos (centrífugos), colectores húmedos, filtros de tela y precipitadores electrostáticos.

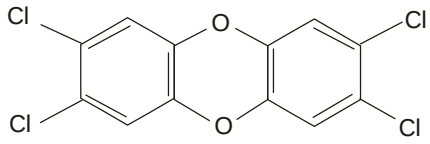
OTROS CONTAMINANTES DEL AIRE

Entre los compuestos halogenados es necesario citar los halogenuros de alquilo como contaminantes que afectan a la salud de los seres vivos presentando un cierto carácter acumulativo que puede llegar a ser letal si las concentraciones llegan a ser excesivas. Entre los compuestos orgánicos que destacan como contaminantes peligrosos figuran:

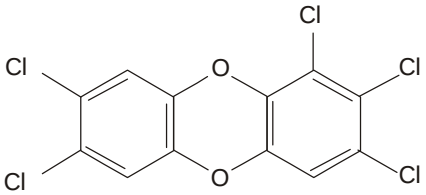
Dioxinas: Las dioxinas y los furanos no se sintetizan deliberadamente, excepto en pequeñas cantidades para trabajos de investigación. Se producen sin querer, principalmente de dos maneras:

* En el proceso de fabricación de algunos pesticidas, conservantes, desinfectantes o componentes del papel;
* Cuando se queman a bajas temperaturas materiales como algunos productos químicos, gasolina con plomo, plástico, papel o madera.

Hay varios cientos de dioxinas y furanos, pero en su mayoría sólo son ligeramente o nada tóxicos. Pero una docena de ellos están entre las sustancias más tóxicas que se conocen. Una simple dosis de 6 millonésimas de gramo de la dioxina más letal que es la 2,3,7,8-TCDD, mata a una rata. Todavía no se sabe bien cómo afectan a los humanos estas sustancias. Se ha podido observar la acción de estos compuestos cuando alguna persona ha quedado expuesta por accidente a ellas, pero en estos casos sólo se puede conocer la dosis que han recibido muy aproximadamente. Por esto es arriesgado pronunciarse sobre los efectos que producen las distintas dosis, especialmente cuando hablamos de contacto con estas sustancias durante periodos de tiempo largos.



2, 3, 7, 8 - TCDD



1, 2, 3, 7, 8 - PCDD

Figura 25.1: Dióxinas de gran efecto tóxico.

Otras fuentes de contaminación

Radiactividad. La radiactividad es un contaminante primario, y tiene su origen tanto en emisores naturales como antropogénicos. La radiactividad natural resulta de la presencia de radionúclidos, originados a su vez o por la existencia de minerales radiactivos en la corteza terrestre o por la interacción de la radiación cósmica sobre los gases atmosféricos.
Los focos de emisiones radiactivas de tipo antropogénico son:

* Reactores nucleares.
* Las industrias relacionadas con la producción de energía nuclear, minería, separación del combustible radiactivo y preparación de éste.
* Explosiones nucleares y termonucleares.
* Plantas de enriquecimiento del combustible radiactivo.

Ruido. Es una forma particular de contaminación atmosférica especialmente centrada en zonas urbanas e industriales afectando notablemente a la calidad de vida.

PROBLEMAS LATENTES DE CONTAMINACIÓN AMBIENTAL

LLUVIA ÁCIDA

La lluvia normalmente tiene un pH ligeramente ácido (pH aprox. 5.6) debido al CO_2 presente en la atmósfera. Cuando la lluvia tiene valores de pH menores a 5.6, se le llama lluvia ácida.El pH de la lluvia puede disminuir por:

* Fenómenos naturales como erupciones volcánicas (emisiones de $S0_2$), incendios forestales ($C0_2$), actividad microbiana.
* Fenómenos antropogénicos como el consumo de combustibles fósiles por su contenido de azufre o por la generación de óxidos de nitrógenos durante la combustión de ellos.

* Algunas de las reacciones que dan origen a la lluvia ácida:

$$SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$$

$$SO_2 + O_2 \rightarrow SO_3$$

$$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$$

$$3NO_2 + H_20 \rightarrow 2HNO_3 + NO$$

La lluvia ácida es un problema de interés nacional debido a que junto con los gases que la originan presenta efectos adversos al ambiente.

EFECTOS DE LA LLUVIA ÁCIDA

- ***Lagos y ecosistemas acuáticos***. Disminuye el pH de los cuerpos de agua, lo que modifica las condiciones de la vida acuática y en casos severos puede ocasionar la muerte de algunas especies.
- ***Plantas y suelos***. La lluvia ácida reacciona con los nutrientes de los suelos evitando que las plantas lo absorban (calcio y magnesio), disuelve metales tóxicos para la plantas presentes en el suelo (como aluminio) y facilita su absorción originando daño en ellas. Daña la superficie de las plantas.
- ***Humanos***. El SO_2 y los NO_x en grandes volúmenes pueden ocasionar efectos adversos al aparato respiratorio.
- ***Construcciones y materiales***. Algunos materiales reaccionan con los ácidos sulfúrico y nítrico acelerando u ocasionando su corrosión, por ejemplo estructuras metálicas y concreto en obras civiles, monumentos y obras de arte al aire libre, etc.

EFECTO INVERNADERO

Recibe ese nombre un fenómeno asociado al hecho de que ciertos gases presentes en la atmósfera son capaces de almacenar radiación infrarroja. La mayoría de esos gases proceden de fuentes naturales, aunque la proporción de tipo antropogénico no cesa de aumentar, por ello los expertos predicen como inevitable un cambio climático inminente.

Gracias a la atmósfera, la temperatura media del planeta es 15 ^oC en lugar de los previsibles -18 ^oC que tendríamos sin el conocido efecto invernadero. Los procesos producción de electricidad y casi todo el transporte utilizan los combustibles fósiles, que al ser quemados emiten al aire CO_2 y vapor de agua. Aunque las cifras pueden resultar confusas, no olvidemos que las tasas de emisión de dióxido de carbono seguirán aumentando los próximos años y, por tanto, el ciclo del carbono se verá alterado; aumentando, previsiblemente, la concentración de dicho gas en la atmósfera y el riesgo que ello conlleva. De la energía que nos llega del Sol, una parte es reflejada por las capas altas de la atmósfera y por las nubes, otra parte es absorbida por el propio aire y el resto de energía llega hasta la superficie de la Tierra, de la cual aproximadamente un 51% corresponde a radiación infrarroja, un 40% es visible y un 9% ultravioleta.

El suelo y los mares reemiten hacia arriba radiación infrarroja, que es absorbida por el aire o se reenvía al suelo, mientras el resto escapa hacia el espacio exterior. Gracias, pues, a la capacidad de la atmósfera de retener gran parte de la radiación infrarroja (***efecto invernadero***), se mantiene una temperatura media de equilibrio de 15°C, muy superior a los -18°C previstos de no registrarse esa absorción por los gases traza de efecto invernadero.

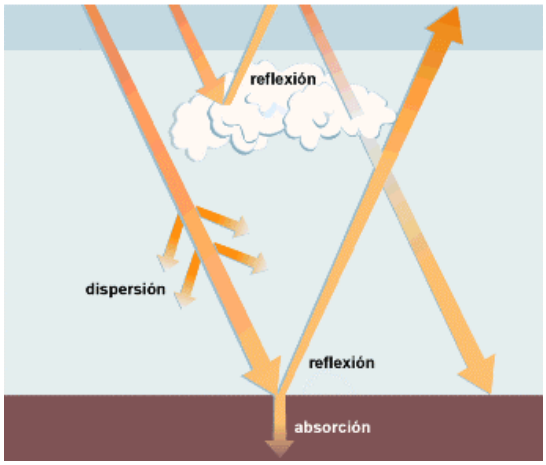


Figura: Fenómeno de absorción y reflexión de la luz solar por la tropósfera y la atmósfera.

Tres son los gases, aunque se detallan otros, cuyas concentraciones en el aire van aumentando paulatinamente como consecuencia de la industrialización: CO_2, CH_4 y N_2O. Además, el vapor de agua presente también ejerce un efecto importante en la regulación del fenómeno. Se proponen varias hipótesis para intentar explicar lo que ocurrirá en el futuro. Todas ellas parten de una situación de calentamiento inicial como consecuencia de la mayor concentración de esos gases en el aire.

Cuadro: Gases que provocan efecto invernadero

Gas invernadero	***Acción relativa***	***Contribución real***
CO_2	1 (referencia)	76%
CFCs	15 000	5%
CH_4	25	13%
N_2O	230	6%

El calentamiento de la atmósfera es el principal desafío medioambiental que hoy afronta la humanidad a nivel mundial. Ninguna población es ajena al problema y a sus consecuencias que puede expresar de varias formas:

- Aumento de la frecuencia de catástrofes climáticas con graves daños a las personas y los bienes materiales.
- Fusión de los hielos polares, afectando especialmente a poblaciones costeras y países insulares
- Aparición de nuevas enfermedades
- Erosión de tierras cultivables
- Al aumentar la temperatura del aire, los océanos liberarán más CO_2 y los ecosistemas húmedos, más CH_4. Esto alimentaría el fenómeno.

Figura 25.3: Fuente de contaminación atmosférica.

Más vale hablar de cambio climático, aunque sólo sea por pura cautela en el lenguaje. El clima es el resultado de las interacciones del aire, el agua del océano y los hielos polares, entre los que se establecen flujos de energía e intercambios de calor. El océano absorbe la energía del Sol, la retiene y la distribuye por el globo, *"memorizando"* los procesos que tienen lugar. El mecanismo de distribución lo forman las corrientes marinas, las cuales se mueven por la superficie y el interior de los mares, controladas por flujos de calor y de sal, mediante un sistema metaestable de dinámica no lineal. Ligeras variaciones en la densidad y la temperatura pueden cambiar el movimiento del agua. Según investigaciones recientes, el necesario enfriamiento de la corriente superficial procedente del Pacífico, bordeando toda África hasta el Atlántico Norte, puede verse alterado por el calentamiento global, de modo que la corriente enfriada y con un mayor grado de salinidad viajando en sentido inverso por el interior marino (similar a una cinta transportadora) podría quedar interrumpida. Ello produciría un desajuste climático de efectos impredecibles. Principal culpable: el CO_2.

SMOG FOTOQUÍMICO

Smog es una palabra que nace como la mezcla de smoke (humo) y fog (niebla).

El smog clásico se caracteriza por altas concentraciones de óxidos de azufre y material particulado.

El smog fotoquímico se refiere a una mezcla compleja de productos que se forman a partir de la interacción de la luz solar con el dióxido de nitrógeno y los hidrocarburos principalmente.

Las grandes urbes están expuestas además a procesos de contaminación específicos como consecuencia de las emisiones propias de la ciudad entre las que cabe destacar partículas y aerosoles procedentes de las calderas de calefacciones domésticas y, sobre todo, por las emisiones de los vehículos a motor. Entre los contaminantes propios de este medio está el Pb, procedente de las gasolinas. Capítulo aparte merecen los óxidos de nitrógeno emitidos en la combustión interna de los motores de dichos vehículos (son los principales responsables del «smog» fotoquímico), así como los hidrocarburos volátiles y otros precursores del ozono troposférico, que junto a los aerosoles y partículas, dan como resultado una atmósfera que deja pasar de un 15 a un 30% menos de luz.

El dióxido de nitrógeno es un gas de color ámbar. Éste se fotodisocia formando óxido nítrico y átomos de oxígeno reactivos.

$$NO_2 + \text{luz solar} \rightarrow NO + O$$

Algunas de las reacciones que se producen a partir de este proceso son las siguientes:

$$O_2 + O \rightarrow O_3$$

Molécula de oxígeno — Átomo de oxígeno — Ozono

$$\text{Hidrocarburos} + O_2 + NO_2 \rightarrow CH_3COO - ONO_2$$

Nitrato de peroxiacetilo (PAN)

$$\text{Hidrocarburos} + O_3 \rightarrow RCHO$$

Aldehídos

Los NO_x tienen una gran trascendencia en la formación del smog fotoquímico, del nitrato de peroxiacetileno (PAN) e influyen en las reacciones de formación y destrucción del ozono, tanto troposférico como estratosférico, así como en el fenómeno de la lluvia ácida ya que la mayoría de las reacciones químicas de estos compuestos llevan a la obtención de HNO_3 que es vertido como lluvia ácida.

Cuadro: Tabla de compuestos generados por el smog fotoquímico.

TABLA COMPUESTOS ORIGINARIOS DEL SMOG	
TIPO CONTAMINANTE	***FUENTE DE CONTAMINACIÓN***
Monóxido de carbono (CO)	Gases de escape de vehículos de motor. Algunos procesos industriales.
Dióxido de azufre (SO_2)	Instalaciones generadoras de calor y electricidad que utilizan petróleo o carbón con contenido sulfuroso; plantas de ácido sulfúrico.
Partículas en suspensión	Gases de escape de vehículos de motor; procesos industriales; incineración de residuos; generación de calor y electricidad; reacción de gases contaminantes en la atmósfera.
Plomo (Pb)	Gases de escape de vehículos de motor; fundiciones de plomo; fábricas de baterías.
Óxidos de nitrógeno (NO, NO_2)	Gases de escape de vehículos de motor; generación de calor y electricidad; explosivo, fábricas de fertilizantes.
Oxidantes fotoquímicos fundamentalmente ozono (O_3)	Se forman en la atmósfera como reacción a los ácidos de nitrógenos, hidrocarburos y luz solar.
Hidrocarburos (incluye etano, etileno, propano, butanos, pentanos, acetileno)	Gases de escape de vehículos de motor; evaporación de disolventes; procesos industriales; eliminación de residuos sólidos, combustión de combustibles.
Dióxido de carbono (CO_2)	Todas las fuentes de combustión.

REDUCCIÓN DE LA CAPA DE OZONO

La capa de ozono en la estratósfera protege la vida en la tierra de los rayos ultravioleta de la luz solar. En los años 80, la comunidad científica comenzó a acumular evidencia de que la capa de ozono estaba reduciéndose. La reducción de la capa de ozono aumenta el nivel de radiación ultravioleta que llega a la superficie de la tierra, lo cual, a su vez, puede aumentar las probabilidades de exposición excesiva a los rayos ultravioleta y los problemas de salud asociados con ello, como cáncer, cataratas e inhibición del sistema inmunológico.

Los clorofluorcarbonos son transportados por fuertes vientos hacia la estratósfera, en un proceso que puede tardar de 2 a 5 años donde, por acción de los rayos UV, se disocián según:

$$CF_2Cl_2 + \text{luz ultravioleta} \rightarrow CF_2Cl + Cl^{\cdot}$$

El cloro atómico en forma de radical libre generado en la ecuación anterior, puede formar ClO. al reaccionar con el ozono transformando a este último en O_2, según:

$$Cl^{\cdot} + O_3 \rightarrow ClO^{\cdot} + O_2$$

En estas condiciones, el $ClO^{\cdot}$ reacciona con oxígeno atómico y se regeneran los radicales cloro y así sucesivamente puede continuar el ciclo de destrucción miles de veces.

$$ClO^{\cdot} + O^{\cdot} \rightarrow Cl^{\cdot} + O_2$$

- Los principales culpables de la destrucción de la capa de ozono son:
  - CFCs (en 80%), freones.
  - Los compuestos orgánicos halogenados.
  - Los óxidos de nitrógeno, NO_x.

- Las actividades que contribuyen al deterioro de la capa de ozono son:
  - La deforestación y el uso de fertilizantes.
  - Sistemas de aire acondicionado.
  - La utilización de combustibles fósiles.
  - El uso de los sistemas de atomización, sprays.

- ***Efectos***
  - Inicia y promueve el cáncer a la piel, maligno y no maligno.
  - Daña el sistema inmunológico, exponiendo a la persona a la acción de varias bacterias y virus.
  - Provoca daño a los ojos, incluyendo cataratas, deformación del cristalino, etc.
  - Hace más severas las quemaduras del sol y envejecen la piel.
  - Aumenta el riesgo de dermatitis alérgica y tóxica.
  - Activa ciertas enfermedades por bacterias y virus.

- Aumentan los costos de salud.
- Reduce el rendimiento de las cosechas.
- Reduce el rendimiento de la industria pesquera.
- Afectan la productividad agrícola.
- Daña cadenas alimenticias.
- Destruye el fitoplacton.
- Perjuicio de bosques.
- Afecta la vida submarina hasta 20 metros de profundidad.

Metales Pesados

Proceden de la combustión de carburantes fósiles, centros metalúrgicos, industria nuclear, minería e incineración de residuos. Pueden ocasionar enfermedades de los aparatos respiratorio y cardiovascular, así como daños cerebrales y psicológicos. Entre los metales pesados más peligrosos tenemos:

Plomo

Sus derivados son emitidos por los automóviles que usan $Pb(C_2H_5)_4$ y otros aditivos antidetonantes en la gasolina.
Es tóxico. Inhalado o ingerido se concentra en la sangre, en los tejidos y en los huesos. Los iones Pb^{2+} inhiben la actividad de enzimas que catalizan reacciones de la biosíntesis de hemoglobina.
El tetraetil plomo es aún mas venenoso, en el hígado se convierte en $Pb(C_2H_5)_3^+$, así atraviesa membranas con facilidad atacando enzimas en distintas zonas, como por ejemplo en el cerebro, principalmente el sistema nervioso central y también funciones renales.

Mercurio

El mercurio es el único metal común en estado líquido a temperatura ambiente. El vapor de mercurio es en extremo tóxico. Un recipiente abierto de mercurio o un derrame en un lugar cerrado puede desprender suficiente vapor en el aire como para exceder el valor permisible hasta por un factor de 200.
El mercurio es un peligro para quienes trabajan con él. Los dentistas los utilizan en las amalgamas dentales. El envenenamiento crónico ocasionado por mercurio es una amenaza real para quienes están expuestos a él continuamente. Afortunadamente, hay antídotos para el envenenamiento con mercurio. Sin embargo, es posible que los síntomas de envenenamiento con este metal no aparezcan sino después de un cierto tiempo. Para cuando se pueden reconocer los síntomas de envenenamiento como pérdida del equilibrio, la vista, el tacto y el oído; el cerebro y el sistema nervioso ya han sufrido daños severos, los cuales son en gran medida irreversibles.

Figura 25.4: Perlas de mercurio líquido

Cadmio

El cadmio se usa menos extensamente que el plomo o el mercurio, pero no por ello es menos peligroso. Este metal se usa ampliamente en aleaciones, en las baterías recargables de níquel –cadmio y en muchas otras aplicaciones. El envenenamiento con cadmio causa la pérdida de iones calcio (Ca^{2+}) de los huesos, los cuales se vuelven quebradizos. El cadmio también causa dolores abdominales severos, vómitos, diarrea y una sensación de asfixia.

Arsénico

Se encuentra en estado libre en la naturaleza y también formando diversos minerales. Es un sólido quebradizo, cristalino y de color gris acero, sublima fácilmente y forma vapores tóxicos.
Aunque sus compuestos solubles son venenosos, en pequeñas dosis se utilizan como tónicos. Su principal utilidad es para aleaciones con numerosos metales, y en agricultura para combatir insectos y parásitos.

CONTAMINACIÓN DEL AGUA

Los contaminantes más frecuentes de las aguas son: materias orgánicas y bacterias, hidrocarburos, desperdicios industriales, productos pesticidas y otros utilizados en la agricultura, productos químicos domésticos y desechos radioactivos. Lo más grave es que una parte de los derivados del petróleo son arrojados al mar por los barcos o por las industrias ribereñas y son absorbidos por la fauna y flora marina que los retransmiten a los consumidores de peces, crustáceos, moluscos, algas, etc. Se conocen las propiedades cancerígenas de los hidrocarburos polibencénicos del tipo 3-4 pireno y se los ha encontrado en el cuerpo de diversos tipos de organismos acuáticos que consume el hombre.
Los contaminantes en forma líquida provienen de las descargas de desechos domésticos, agrícolas e industriales en las vías acuáticas, de terrenos de alimentación de animales, de terrenos de relleno sanitario, de drenajes de minas y de fugas de fosas

sépticas. Estos líquidos contienen minerales disueltos, desechos humanos y de animales, compuestos químicos sintéticos y materia coloidal y en suspensión. Entre los contamiantes sólidos, se encuentran arena, arcillas, tierra, cenizas, materia vegetal agrícola, grasas, brea, papel, hule, plásticos, madera y metales.
El agua contiene muchas sustancias disueltas, entre ellas oxígeno, el cual es necesario para los peces y otras formas de vida acuática. La mayor parte del material orgánico puede ser descompuesto (degradado) por microorganismos. Esta biodegradación puede ser *aerobia* o *anaerobia*. La oxidación aeróbica ocurre en presencia de oxígeno disuelto. Una medida de la cantidad de oxígeno requerido para esta degradación es la ***demanda bioquímica de oxígeno*** (DBO). Cuanto mayor sea la cantidad de desechos orgánicos degradables, mayor es la DBO. Si la DBO es lo suficientemente alta, se agotará el oxígeno y ningún ser vivo, con excepción de los microorganismos anaerobios que producen olores desagradables pueden sobrevivir en lagos o corrientes de agua.
Si el agua tiene suficiente oxígeno disuelto las bacterias aerobias, *oxidan* la materia orgánica a dióxido de carbono y agua principalmente. Cuando las algas mueren, se convierten en desechos orgánicos y elevan la DBO.

E***utroficación***.
La contaminación y eutroficación de los cuerpos acuáticos a causa de poluentes de origen humano son serios problemas para el abastecimiento de agua potable alrededor del mundo.
La ***eutroficación*** es un proceso de enriquecimiento de nutrientes y el subsecuente incremento en productividad en el cuerpo acuático. Los nutrientes están formados generalmente por nitrógeno y fósforo, los cuales están presentes en los detergentes (en forma de fosfatos) y en los fertilizantes (en forma de nitratos), y que son los principales reguladores del crecimiento y reproducción vegetal.
La manifestaciones más comunes de la eutroficación son:

- Incremento desmedido de las concentraciones de nutrientes resultando en un acelerado aumento del crecimiento de fitoplankton. El crecimiento de fitoplankton es indeseable en un cuerpo acuático por varias razones. Estas incluyen el hecho de que las algas azules verdosas producen toxinas que son peligrosas para los humanos y los animales. Otros problemas incluyen el desagradable sabor y olor en el agua potable, además de que los flóculos algales son visualmente repulsivos y tapan las cañerías.
- La deoxigenación del hipolimnio que resulta del decaimiento de la biomasa algal durante la estratificación estacional.
- Mortandad de peces como consecuencia de la anoxia del hipolimnio.
- La liberación de nutrientes desde los sedimentos resultante de la deoxigenación del hipolimnio.
- La liberación de metales pesados desde los sedimentos resultante de la deoxigenación del hipolimnio.
- El manganeso y el hierro pueden causar problemas durante el tratamiento para potabilizar las aguas.
- Los metales pesados como el plomo, el mercurio y el cadmio son altamente tóxicos para los humanos.

En general, la eutroficación de las aguas causa tanto perdidas económicas, a consecuencia de que la utilidad del cuerpo acuático es reducida; como amenaza a la salud humana, por los cambios biológicos y químicos que genera en los cuerpos acuáticos.
La eutroficación es un proceso muy acelerado por nuestras actividades humanas en el área de atrapamiento de aguas o "cuenca" de un cuerpo acuático. Estas actividades humanas tales como la deforestación y/o la reforestación con plantas exóticas, la agricultura, la industria y la urbanización incrementan la carga nutriente sobre los cuerpos acuáticos. Incrementos en una carga sobre un cuerpo acuático puede ser directa, aumentando las concentraciones o indirecta, reduciendo la habilidad de las cuencas para absorber nutrientes. La carga directa de nutrientes producto de las actividades humanas puede ser resultado de aportes puntuales o difusos.

Figura: Problemas de eutroficación del agua

CONTAMINACIÓN DEL SUELO

La contaminación del suelo consiste en la introducción de un elemento extraño al sistema suelo o la existencia de un nivel inusual de uno propio que, por sí mismo o por su efecto sobre los restantes componentes, genera un efecto nocivo para los organismos del suelo, sus consumidores, o es susceptible de transmitirse a otros sistemas. Existe una contaminación de origen natural y otra de origen antrópogénico o inducido.

Contaminación natural.

La primera causa de contaminación natural es la propia alteración mineral que da origen al suelo. Existen algunas rocas cuyo contenido en determinados elementos es especialmente alto y los suelos que sobre ellas se desarrollan heredan esa elevada concentración. Este es el caso de algunas rocas metamórficas como las serpentinas cuyo contenido en cromo y en níquel suele ser muy alto.

Otro factor importante es el lavado, así en climas ecuatoriales o tropicales donde la alteración mineral es muy intensa, pueden ocurrir acumulaciones residuales de elementos poco móviles aun cuando el contenido inicial no fuese excesivamente elevado. En menor medida puede ocurrir en climas húmedos en los que pueden provocarse desequilibrios que conducen a toxicidad por algunos elementos, como es el caso del aluminio, del hierro o del manganeso; todos ellos son habituales pero pueden alcanzar concentraciones excesivas.

La actividad volcánica cubre las áreas vecinas con sus emanaciones ya sean sólidas en forma de cenizas, o gaseosas con aportes de diversos compuestos oxidados de azufre que generan una fuerte acidez en el suelo. En este caso, más que la contaminación por el elemento aportado puede producirse otra inducida que eleva la solubilidad de algún elemento preexistente.

La atmósfera puede servir de vehículo para la introducción de elementos extraños en el suelo bajo diferentes estados físicos. En forma sólida, el polvo proveniente de lejanas zonas puede provocar una sobreconcentración de algún elemento, o la dilución de los nutrientes presentes como es el caso de las nubes de polvo ricas en cuarzo y cuyo origen son las conocidas calimas.

En zonas costeras, los fuertes vientos generan aerosoles con diminutas gotas de agua que pueden alcanzar a extensas franjas costeras en las que elevan la salinidad. Este efecto, adquiere una especial relevancia en las zonas áridas o semiáridas en las que la lluvia es insuficiente para provocar el lavado de las sales añadidas.

Por último, tenemos la contaminación gaseosa, que si bien puede considerarse inducida porque el desprendimiento de gases suele ser de origen antropogénico, su distribución es natural pues no siempre se produce en el lugar en que se origina, sino que puede alcanzar zonas lejanas debidas al régimen de vientos dominantes.

Contaminación antropogéncia.

Uno de los principales agentes contaminantes del suelo es la industria, que genera residuos sólidos que se depositan sobre los suelos vecinos y cuyo efecto suele ser reducido en el espacio, pero persistente en el tiempo. Los residuos líquidos tienen un efecto más extendido en el espacio y de más difícil control, pues además de los suelos afectados directamente por ellos, al incorporarse a las aguas superficiales pueden extenderse a zonas relativamente lejanas y que utilicen esas aguas para riego. Las emisiones de polvo o gases se distribuyen por el viento y su comportamiento es similar al de la contaminación atmosférica ya comentada.

Las actividades mineras provocan en el suelo, además de su desaparición en el área afectada que no siempre se recupera convenientemente, una contaminación en las zonas cercanas en las que se depositan gran cantidad de residuos sin valor para la explotación. Cuando la actividad extractiva está relacionada con metales pesados, materiales radiactivos o sustancias similares, nocivas para los seres vivos, la contaminación afecta a una gran superficie por el efecto de la dispersión del polvo generado por el aire. Este efecto contaminante puede alcanzar a las aguas subterráneas cuando su magnitud es grande y en función de las condiciones climáticas y la permeabilidad de los suelos afectados.

La agricultura es la actividad más contaminante para el suelo ya que afecta a grandes superficies del mismo y es la actividad principal que se desarrolla sobre él. La contaminación del suelo se efectúa tanto en el manejo como en los aditivos utilizados, fertilizantes y pesticidas.

Existen otra serie de actividades en las que el efecto contaminante no es tan evidente como en las anteriores, como sucede con la caza, que deja grandes cantidades de plomo y otros metales utilizados en los cartuchos. Las áreas urbanas son otra gran fuente de contaminación por la enorme producción de residuos, así como las vías de comunicación por los gases desprendidos por los motores de explosión. En este sentido, hay que tener cada vez más en cuenta el intenso tráfico aéreo que deja gran cantidad de residuos en la atmósfera y que indefectiblemente terminan en el suelo.

ALTERNATIVAS A LOS PROBLEMAS DE CONTAMINACIÓN

* El ***reciclado*** es el método de eliminación de residuos sólidos más ecológico y respetuoso con el medio ambiente. Mediante labores responsables de clasificación para el reciclaje estaremos ahorrando mucha energía a las plantas incineradoras, además de residuos y gases contaminantes de la atmósfera.

* Mediante la adquisición de envases de cristal o plásticos, especialmente si son retornables, estaremos contribuyendo al proceso de reutilización.
* Promover el uso de productos ***biodegradables***. La biodegradación no es más que la descomposición de un organismo por la acción de otros organismos vivos y/o la acción de la intemperie.
* Una materia manufacturada como el papel, depositada en un medio acuoso tarda entre 3 y 4 semanas en degradarse; para un vaso de vidrio el tiempo es indefinido.
* Reciclable no es sinónimo de biodegradable, aunque una sustancia puede ser ambas cosas a la vez.
* Los envases, bolsas plásticas o bandejas de poliestireno, contribuyen a la producción de residuos no biodegradables cuando nos deshacemos de ellos sin atenernos a un programa de reciclaje.

Se da a continuación una lista de los posibles elementos que pueden separarse de los residuos domiciliarios y que tienen valor comercial:

* Papel
* Cartón
* Hierro
* Cobre
* Aluminio
* Vidrio transparente
* Vidrio color
* Botellas de plástico
* Plásticos en general

RECICLADO DE PLÁSTICOS:

Las fábricas de plástico utilizan tres fuentes de materiales para alimentar sus proceso de producción:

* Materia virgen o nueva.
* Residuos industriales de otras fábricas de plásticos o residuos de buena calidad como envasadoras (Scrap).
* Residuos domiciliarios urbanos (desechos).

Según el grado de calidad del nuevo producto se selecciona una mayor o menor pureza. Por ejemplo si se debe fabricar un envase que contendrá alimentos la materia prima plástica debe ser virgen, pero si fuera un juguete podría optarse por una mezcla de otros plásticos recuperados.
El scrap también puede estar formado por material que si bien es residuo se lo suele encontrar limpio (recortes de bolsas, camisetas) o materiales sucios (envoltorios de botellas o ladrillos), e incluso puede estar contaminado con productos químicos. Estos son limitantes para el uso posterior del plástico desde el punto del vista médico o bromatológico; pero no desde el punto de vista técnico de fabricación.

Por último, los residuos domiciliarios son los más complejos por la selección inadecuada de los mismo, porque suelen estar sucios con diversos productos y porque encarece su reprocesamiento. Por supuesto, su utilización está solamente dirigida a productos sin grandes exigencias de higiene y de calidad (juguete, caños, etc.)

Reciclable

PROBLEMAS PROPUESTOS

01. ¿Qué es un contaminante secundario del aire?

a) Aquellos que no dañan la capa de ozono.
b) Aquellos que conllevan a la formación de la lluvia ácida.
c) Aquellos que se forman por la reacción de un contaminante primario con un componente de la atmósfera o con otro contaminante.
e) Aquellos que no son nocivos para la salud del hombre.
e) Aquel que contamina en menor grado al ambiente.

02. ¿Qué alternativa sólo contiene contaminantes primarios?

a) NO , SO_3 , NO_2 , CO
b) NO_2 , NO , SO_2 , CO
c) CO , O_3 , SO_3 , NO
d) CO, SO_3, macropartículas, hidrorcarburos
e) H_2O, SO_3, NO_x

03. ¿Qué contaminantes son los que más afectan la capa de ozono en la estratósfera?

a) NO_X y compuestos fluorclorocarbonados.
b) SO_2 , SO_3
c) SO_2 , compuestos hidrocarbonados.
d) SO_3 , compuestos fluorclorocarbonados.
e) Macropartículas.

04. El índice de octano se relaciona con la detonación o el sonido de un motor de combustión interna. Estas detonaciones o golpeteos se deben a la desigual combustión dentro de los cilindros del motor . Las gasolinas se pueden clasificar comparando la tendencia a la detonación con los combustibles estándar de octanajes conocidos. El ***n - heptano***, tiene una clasificación de octanaje de ***0*** y el 2,2,4-trimetilpentano, cuyo nombre vulgar es ***isooctano***, se clasifica con un octanaje de ***100***. Entonces, como clasificaría una gasolina de 84 octanos:

a) Aquella gasolina cuyo poder de detonación es equivalente a una mezcla 84 % de n-heptano y 16 % de isooctano.
b) Aquella gasolina cuyo poder de detonación es equivalente a una mezcla 16% de n-heptano y 84% de isooctano.
c) Aquella gasolina cuyo poder detonación es equivalente a una mezcla de 84% de n-octano y 16% de n-heptano.
d) Aquella gasolina cuyo poder detonación es equivalente a una mezcla de 16% de n-octano y 84% de n-heptano.
e) Aquella gasolina cuyo poder de detonación es similar a una mezcla equimolar de n-heptano e isooctano.

05. ¿Por qué se agrega plomo tetraetílico a la gasolina?

a) Para disminuir el costo.
b) Para disminuir el octanaje.
c) Para elevar el octanaje.
d) Para no contaminar el ambiente.
e) Todos son correctos.

06. ¿Qué entiende por gasolina ecológica?

a) Aquella gasolina cuyos componentes han sido tratados para ser ricos en alcanos ***no*** ramificados y así elevar el octanaje de la gasolina, sin la adición del plomo tetraetílico.
b) Aquella gasolina que ha sido tratada para elevar la proporción de alcanos ramificados, olefínicos y así elevar el octanaje sin la adición del plomo tetraetílico.
c) Aquella gasolina que contiene un exceso de plomo tetraetílico para elevar el octanaje.
d) A y C son correctos.
e) B y C son correctos.

07. ¿Cuáles son los 4 gases que componen el 99,9 % de la atmósfera?

a) N_2 , O_2 , CO_2 , Ar.
b) N_2 , H_2 , CO , He.
c) N_2 , O_2 , Ar , CO.
d) H_2 , O_2 , CO , Ne.
e) N_2 , O_2 , CO_2 , CO.

08. ¿Qué entiende por contaminantes primarios de la atmósfera?

a) Son aquellos contaminantes generados en el medio ambiente por determinadas reacciones químicas con otros contaminantes liberados al medio ambiente y que se acumulan en determinados zonas geográficas.
b) Son aquellos contaminantes directamente liberados al medio ambiente y que se acumulan en determinadas zonas geográficas.
c) Son aquellos contaminantes indirectamente liberados al medio ambiente y que se acumulan en determinadas zonas geográficas.
d) Son aquellos contaminantes rápidamente generados en el medio ambiente por la liberación de otros contaminantes.
e) Son aquellos cuyo grado de contaminación es superior al de un contaminante secundario.

09. ¿Cuáles son los dos gases que representan el 99% del la atmósfera?

a) Oxígeno y dióxido de carbono.
b) Nitrógeno y dióxido de carbono.
c) Oxígeno e hidrógeno.
d) Oxígeno y nitrógeno.
e) Oxígeno y argón.

10. Por qué es tóxico el monóxido de carbono para los seres humanos:

a) Porque se acumula en el pulmón.
b) No permite el transporte normal de oxígeno debido a que se acumula en la sangre.
c) Se acumula en el cerebro produciendo embolia.
d) Se acumula en el corazón produciendo taquicardia.
e) Porque causa daño irreversible a los riñones.

11. ¿Qué efecto cree Ud que ***no*** se genera por la contaminación por derrame del petróleo en los mares de la tierra?

a) Disminuye la cantidad de oxígeno disuelto en el mar debido a que la capa de petróleo encima del agua no permite el contacto aire- agua.
b) Disminuye la cantidad de aves debido a que al cazar peces se les adhiere el petróleo y ya no pueden volar muriendo inexorablememte.
c) Disminuye la cantidad de peces por el envenenamiento por los componentes del petróleo.
d) Mueren sólo los animales que viven en el fondo debido a que el petróleo se deposita en el fondo del mar.
e) Disminuye la incidencia de rayos solares en el fondo del mar con lo que varía la fauna marina. Esto se debe a que el petróleo refleja los rayos solares.

12. ¿Qué cree Ud que es el efecto invernadero?

a) El incremento de la temperatura del medio ambiente por la contaminación con SO_2.
b) La disminución de la temperatura del medio ambiente por la contaminación con CO_2.
c) El aumento de la temperatura del medio ambiente por la contaminación con CO_2.
d) La disminución de la temperatura del medio ambiente por la contaminación con SO_2.
e) El aumento de la temperatura del medio ambiente por la reducción de la capa de ozono.

13. ¿Cuál es principal componente del gas natural?

a) El metano.
b) El etano.
c) Los butanos.
d) La gasolina para avión.
e) El propano.

14. ¿Cuál de los siguientes productos ***no*** se obtiene de la refinación del petróleo?

a) Kerosene. b) Gasolina.
c) Éter de petróleo. d) Glicerina.
e) Asfalto.

15. De qué está formado el petróleo:

a) Una mezcla de aceites pesados.
b) Muchos compuestos disueltos en agua.
c) De una mezcla de hidrocarburos con un mayor contenido de alcanos y ciclo alcanos.
d) Una mezcla de hidrocarburos especialmente aromáticos.
e) Una mezcla de alquenos.

16. De qué está formada la gasolina:

a) De una mezcla de alcanos solamente.
b) De una mezcla de alcanos y alquenos.
c) De una mezcla de alcanos: C5- C10, con cierta cantidad de hidrocarburos olefínicos.
d) De una mezcla de alcanos de C2 - C6, con una gran proporción de hidrocarburos olefínicos.
e) Únicamente de n-heptano e isooctano.

17. ¿Qué entiende por cracking catalítico?

a) Un tratamiento de las fracciones pesadas del petróleo a temperaturas moderadas y en presencia de catalizadores de aluminio que permiten rupturas de los alcanos para generar otros alcanos y alquenos comprendidos dentro de los componentes de la gasolina.
b) Un tratamiento de las fracciones livianas de la gasolina a temperaturas moderadas y en presencia de catalizadores de aluminio para generar fracciones más pesadas.
c) Un tratamiento de las fracciones pesadas de la gasolina a temperaturas moderadas y en presencia de catalizadores de aluminio para generar hidrocarburos aromáticos que elevan el octanaje de la gasolina.
d) Es el tratamiento de la gasolina para la adición de plomo tetraetílico y así elevar el octanaje de la gasolina.
e) Deshidrogenación de hidrocarburos ligeros para formar otros con menor octanaje.

18. El proceso de cracking del petróleo consiste en:

a) La polimerización de las fracciones ligeras del petróleo.
b) La pirólisis térmica o catalítica de hidrocarburos de elevado peso molecular.
c) La separación del gas natural disuelto en el petróleo.
d) La destilación fraccionada de los hidrocarburos livianos.
e) La eliminación de los compuestos sulfurados disueltos en el petróleo.

19. El carbón mineral, que se forma por la descomposición gradual de las plantas durante millones de años, está distribuido en todo el mundo. Hay varias formas de carbón que difieren en composición y contextura; por ejemplo, la antracita es la forma más dura de carbón mineral, mientras que hulla bituminosa o semibituminosa es más blanda.
Determine qué forma de carbón se forma artificialmente por destilación destructiva en ausencia de aire:

a) Antracita.
b) Coque.
c) Hulla bituminosa.
d) Hulla semibituminosa.
e) Lignito.

20. ¿Qué gas noble no es un componente del aire atomosférico?

a) He b) Rn c) Kr
d) Ar e) Xe

21. ¿Qué capa de la atmósfera nos protege de la radiación ultravioleta?

a) Tropósfera b) Ionósfera
c) Mesósfera d) Estratósfera
e) Termósfera

22. En cuál de las capas de la atmósfera se desarrolla la vida en todas sus formas:

a) Ttropósfera b) Ionósfera
c) Mesósfera d) Estratósfera
e) Termósfera

23. El efecto invernadero consiste en:

a) Fijación del CO en los glóbulos rojos para impedir el paso del O_2.
b) Refugiarse en el invierno para disminuir el consumo de energía.
c) Disminución de la temperatura promedio de la tierra por el CO_2 acumulado en la atmósfera.
d) Incremento de la temperatura promedio de la tierra por el CO_2 acumulado en la atmósfera.
e) Invernar en el Ártico.

24. ¿Qué efectos provocaría el efecto invernadero?

I. Aumento de la temperatura de la tierra.
II. Congelamiento parcial de los oceános.
III. Fusión parcial de los hielos polares con la consecuente reducción de áreas costeras.
IV. Formación de ácido carbónico y disminución del pH de los océanos.

a) I y III b) I y II c) I, II, III
d) II y III e) Todas

25. Al producirse un derrame de petróleo en el mar:
I. Se quema el agua.
II. Los animales y vegetales se convierten en fósiles.
III. El oxígeno ***no*** se disuelve en el agua y los peces mueren por asfixia.
IV. Mueren las aves que cazan en el área contaminada.

a) II y III b) III y IV c) sólo III
d) Sólo IV e) Sólo I y IV

26. Identifique los contaminantes que contribuyen al efecto invernadero en mayor proporción:

a) CO_2 , vapor de agua, CFC
b) O_3 y CO
c) SO_2 y SO_3
d) CO_2 y CO
e) CO y vapor de agua.

27. Es considerado el principal gas de invernadero.

a) SO_3 b) N_2 c) Cl_2
d) CO e) CO_2

28. ¿Cuál de las siguientes acciones contribuye en mayor grado a la contaminación atmosférica de las ciudades más pobladas?

a) Procesos industriales.
b) Transporte.
c) Incendios urbanos.
d) Quema de combustibles en las plantas térmicas.
e) Eliminación de desechos sólidos.

29. ¿Cuáles son los tres metales pesados que causan mayor preocupación ecológica?

a) Oro, plata y platino.
b) Hierro, cobre y cinc.
c) Mercurio, cadmio y plomo.
d) Oro, hierro y cobre.
e) Hierro cobalto y níquel.

30. Completar el siguiente párrafo respecto a un tipo de contaminación:
La contaminación ..... se presenta cuando existen microorganismos que causan un desequilibrio en la naturaleza, por ejemplo bacterias, hongos, virus, protozoarios, etc. Es típica de aquellas regiones cuyas condiciones de higiene son deficientes, y se presenta principalmente en los países económicamente menos desarrollados. Se puede controlar o prevenir con relativa facilidad en comparación con otros tipos de contaminación; si no es el caso, puede llegar a provocar altos índices de mortandad en un tiempo relativamante corto.

a) física b) química c) térmica
d) económica e) biológica

31. Completar el siguiente párrafo respecto a un tipo de contaminación:
La contaminación ..... , es toda aquella contaminación causada por factores físico-mecánicos relacionados principalmente con la energía. Por ejemplo, altas temperaturas, ruidos, ondas electromagnéticas, etc. Este tipo de contaminación, por su característica tan sutil, tiene efectos a largo plazo que ***no*** son tan fáciles de identificar. Sin embargo, se ha demostrado que este tipo de contaminación puede causar la extinción de algunas especies, e influye en desarrollo de algunas enfermedades psiconeurológicas.

a) física b) química c) térmica
d) económica e) biológica

32. Completar el siguiente párrafo respecto a un tipo de contaminación:
La contaminación ..... , es toda aquella contaminación provocada por materias, especialmente por sustancias químicas que pueden ser orgánicas e inorgánicas. Este tipo de contaminación es tan antigua como la misma humanidad. Sin embargo, su impacto más notorio se presenta durante el auge industrial de la Segunda Guerra Mundial.

a) física b) química c) térmica
d) radiactiva e) biológica

33. Determine qué contaminante contribuye a la reducción de la capa de ozono en la estratósfera.

a) SO_2 , NO_2 b) NO_2 , CFC
c) CO, y O_3 d) SO_3 , SO_2
e) SO_3 y H_2SO_4

34. Con respecto al recurso agua, ¿cuál alternativa es incorrecta?

a) El agua casi nunca se encuentra pura en naturaleza, debido a la facultad que tiene para disolver o dispersar diferentes sustancias.
b) El agua de lluvia recolectada en la azotea de una vivienda en un recipiente esterilizado, es agua pura.
c) Los contaminantes de un río pueden ser aportados por los desechos industriales.
d) El agua puede purificarse de diferentes manera dependiendo del uso al que se le destine y de la naturaleza de las impurezas que contenga.
e) La contaminación de las aguas con materia orgánica, deprime la concentración del oxígeno disuelto y produce la muerte de los peces.

35. Indicar la proposición falsa respecto a las siguientes proposiciones:

a) SO_2 se produce al quemar combustibles fósiles que contiene azufre y producen contaminación del aire.
b) Los óxidos de nitrógeno y los óxidos del azufre son los causantes de la lluvia ácida.
c) El ozono constituye parte del smog urbano y ***no*** contamina el medio ambiente.
d) El ácido sulfúrico, H_2SO_4 , constituye un peligroso contaminante secundario del aire.
e) El CO_2 provoca el efecto invernadero.

36. De los siguientes enunciados, diga cuáles son verdaderos y cuáles son falsos:
I. Los principales contaminantes que generan efecto invernadero son los compuestos fluorcarbonados, CH_4 y el CO_2
II. El efecto invernadero es un fenómeno natural, cuya generalización es en ambientes abiertos.
III. El efecto invernadero está alterando el clima mundial produciendo aumento en la temperatura promedio.

a) VVV b) FVV c) FFV
d) VVF e) FFF

37. Indicar si las siguientes proposiciones son falsas o verdaderas:
I. El efecto invernadero es un estado en cual hay acumulación de CO_2 sobre la superficie terrestre
II. La radiación del Sol (energía infrarroja) al llegar a la Tierra queda atrapada en la atmósfera provocando una disminución de la temperatura en el aire
III. El monóxido de carbono envenena la sangre formando la carboxihemoglobina (HbCO).
IV. En la fotosíntesis de las plantas el CO_2 se trasforma en carbohidratos liberando oxígeno.

a) VFVV b) VFFV c) VVVV
d) VFFF e) FFFF

38. De las siguientes afirmaciones, determinar en el orden que se muestran, cuáles favorecen la preservación del medio ambiente:
I. Quemar al aire libre la basura doméstica.
II. Incrementar el consumo de productos envasados en plásticos no biodegradables.
III. Usar para las operaciones de limpieza detergentes biodegradebles.
IV. Reemplazar por alcohol el uso de petróleo o gasolina en los motores.

a) III y IV b) II y III c) I y III
d) I , II y III e) I y II

39. La basura no puede clasificarse como:

a) Orgánica. b) Inorgánica.
c) Microbiana. c) Reciclable.
e) Peligrosa.

40. Diga cuál de los siguientes enunciados son verdaderos y cuales falsos, según corresponda:
I. La lluvia ácida se produce por la reducción de la capa de ozono.
II. Los óxidos ***no*** metálicos en su mayoría producen la lluvia ácida.
III. La lluvia ácida produce corrosión de los monumentos y de los edificios.
IV. La lluvia ácida se genera por la combinación de H_2SO_4 con las gotas de agua en las nubes.

a) FVVV b) FFVV c) VFVV
d) FVVF e) FVFF

41. Señale verdadero o falso según corresponda:

I. $SO_{2(g)} + H_2O \Rightarrow H_2SO_3$ y $SO_{3(g)} + H_2O \Rightarrow H_2SO_4$ } Es la formación de parte de la lluvia ácida

II. Las enfermedades respiratorias, la corrosión de los monumentos, la oxidación de las tuberías expuestas; son fruto de la lluvia ácida.

III. Respecto del Hg, Pb, Cd se puede decir que su presencia en la atmósfera da origen a la lluvia ácida.

a) FVF b) VVV c) VVF
d) FFV e) VFV

42. La ..... fue la reunión mundial de países desarrollados y en vías de desarrollo donde se delinearon y se plantearon los objetivos que se deben cumplir para evitar seguir contaminando el planeta.

a) Cumbre de Río
b) Convención de Kyoto
c) Reunión de New Jersey
d) Reunión del TLC
e) Cumbre de Países Amazónicos

43. Responda verdadero o falso, según corresponda:
I. La disminución de la capa de ozono se origina por reacción de los freones en la atmósfera.
II. El ozono en la estratósfera, evita que la radiación ultravioleta dañe a los seres vivos.
III. La rápida destrucción de la capa de ozono estaría causando un aumento de cáncer de la piel.
IV. El ozono a concentración elevada es altamente tóxico para la vida a nivel del mar.

a) VVVV b) VVFV c) VFVV
d) FVVV e) FFVV

44. Señale verdadero o falso según corresponda:
I. Los gases clorofluorcarbonados en la alta atmósfera se difunden y destruyen la capa protectora de la radiación ultravioleta proveniente del espacio exterior.
II. Los freones son compuestos clorofluorcarbonados.
III. Los clorofluorcarbonados se encuentran en los rociadores o spray para desodorantes, en sistemas de refrigeración, en los ambientadores perfumados.

a) VVV b) VVF c) VFF
d) FVV e) FFV

45. Indique falso o verdadero en relación al Plomo, Mercurio, Cadmio y cromo:
I. El Plomo es emitido en regular cantidad por los gases de escape de vehículos.
II. El Cadmio afecta el sentido del olfalto
III. Su presencia en la atmósfera origina la lluvia ácida.
IV. El Mercurio es tóxico.

a) VVFF b) VFVV c) VVFV
d) FVFV e) VFFV

46. Señale verdadero o falso según corresponda:
I. Los componentes del mercurio ya sea provenientes de los relaves mineros ingresan el organismo por inhalación, vía digestiva o a través de la piel, produciendo envenenamiento.
II. Los gases de escape de los vehículos contienen plomo e interfieren en la producción de glóbulos rojos, causando intoxicación.
III. Los metales residuales: trazas y el hollín (residuo de carbón) provenientes de la industria ***no*** contaminan el agua y el suelo.

a) VVV b) VFF c) VFF
d) VVF e) VFV

47. Indique verdadero (V) o falso (F), según corresponda:
I. El ozono se forma como contaminante en la tropósfera.
II. El dióxido de azufre es un contaminante secundario.
III. Los gases nobles contaminan el aire.
IV. El NO_2 es un contaminante que constituye parte del smog fotoquímico.

a) VFVV b) VFFV c) VVVV
d) VFVF e) FFFV

48. Completar:
La lluvia ácida se presenta en áreas industrializadas y se debe en gran parte a la presencia de ..... , que se forma al reaccionar ....., un contaminante secundario de la atmósfera.

a) H_2SO_4 - SO_3 b) H_2SO_4 - SO_2
c) H_2SO_3 - SO_3 d) H_2SO_3 - CO_2
e) H_2SO_4 - CO_2

49. ¿Cuál de los siguientes colores se asocia a los productos ecológicos?

a) Rojo. b) Amarillo. c) Verde.
d) negro. e) Azul.

50. Indica en cuál de las siguientes clasificaciones puede entrar el H_2SO_4 como contaminante del aire.

a) Partículas suspendidas.
b) Contaminante primario.
c) Generado por fuente móvil.
d) Contaminante secundario.
e) Causante de efecto invernadero.

51. La contaminación del suelo ha recibido menos atención que la contaminación del aire y el agua. En muchos casos, los métodos utilizados para el control de la contaminación del aire y del agua son responsables de contaminar el suelo. ¿Qué alternativa indica una forma de contaminar el suelo?

a) Por aplicación directa de químicos tales como pesticidas y fertilizantes.
b) Por deposición de residuos antropogénicos.
c) Por derrames accidentales.
d) Por deposición de contaminantes atmosféricos.
e) Todas las anteriores.

52. ¿Qué alternativa ***no*** genera un tipo de contaminación antropogénica?

a) Industrias.
b) Centros poblacionales.
c) Cambios geoclimáticos.
d) Vehículos que transportan materiales corrosivos.
e) Centros mineros.

53. Complete el siguiente párrafo:
Los contaminantes ..... que causan mayores problemas son los denominados oxidantes fotoquímicos.
El ..... , un contaminante primario en presencia de luz solar forma parte de un ciclo fotoquímico. La radiación UV del sol hace que éste contaminante se divida en monóxido de nitrógeno y átomos de oxígeno, los cuales reaccionan con el O_2 de la atmósfera, para producir el ozono, O_3. El ozono en la tropósfera es un contaminante secundario que irrita la nariz y garganta, produce pérdida de coordinación muscular y cansancio.

a) secundarios - NO
b) secundarios - NO_2
c) primarios - NO_2
d) primarios - NO
e) primario - N_2

54. El gas natural de Camisea contiene primordialmente:

a) CH_4 b) He c) C_8H_{18}
d) CO_2 e) a, b y c

55. El uso de fertilizantes en la agroindustria puede generar un incremento considerable de iones nitrato en:

a) Estratósfera.
b) Aguas subterráneas.
c) Tropósfera.
d) Rellenos sanitarios.
e) El aire.

56. Completar el siguiente párrafo:
El ..... es un metal pesado que se genera como contaminante en la combustión de algunas gasolinas, en la minería, procesos industriales, etc. En la salud genera efectos adversos ya que se acumula en los órganos del cuerpo, causa anemia, lesiones en los riñones y en el sistema nervioso central (saturnismo).

a) Plomo b) Cadmio c) Mercurio
d) Hierro e) Plata

57. Completar el siguiente párrafo:
El ..... es un contaminante secundario que se genera con el smog fotoquímico por reacciones atmosféricas de hidrocarburos y óxidos de nitrógeno bajo la influencia de la luz solar. En la salud, genera efectos adversos, irrita los ojos, tracto respiratorio, agravan enfermedades respiratorias y cardiovasculares. En los materiales deterioran el hule, los textiles y las pinturas. En la vegetación, causan lesiones en las hojas y limitan el crecimientos de las mismas.

a) CO b) CO_2 c) O_3
d) NO_X e) SO_3

58. Completar el siguiente párrafo:
El (la) ..... es la concentración en la atmósfera de gases producidos mediante reacciones de fotólisis con la ayuda de luz solar. Es decir un fotón de luz UV incide sobre una molécula, alterándola y dejándola con un alto nivel de energía , por lo que se vuelve reactiva. Esta molécula es capaz de reaccionar con otras sustancias o puede disociarse en distintas especies. El nombre de ..... se da a las especies que son producidas mediante los distintos mecanismos desencadenados por los fotones de luz y que se forman a partir de los contaminantes de la atmósfera, pero a diferencia de los emitidos directamente por las fábricas, estos contaminantes se producen por reacciones que los inducen.

a) efecto invernadero
b) inversión térmica
c) smog fotoquímico
d) lluvia ácida
e) eutrofícación

59. ¿Qué productos se reciclan a partir de los desechos sólidos generados en los centros urbanos?

a) Cartón. b) Papel.
c) Aluminio. d) Vidrio .
e) Todos los anteriores.

60. ¿Qué contaminante considera Ud. de mayor peligro para la población?

a) Tóxico, de vida media corta.
b) Tóxico, de vida media larga.
c) Muy baja toxicidad y vida media larga.
d) Inocuo y vida media muy larga.
e) Radiactivo y de vida media efímera.

Claves

01.	c
02.	b
03.	a
04.	b
05.	c
06.	b
07.	a
08.	b
09.	d
10.	b
11.	d
12.	c
13.	a
14.	d
15.	c
16.	c
17.	a
18.	b
19.	b
20.	b
21.	d
22.	a
23.	d
24.	a
25.	b
26.	a
27.	d
28.	b
29.	c
30.	e

31.	a
32.	b
33.	b
34.	b
35.	c
36.	a
37.	a
38.	a
39.	c
40.	a
41.	c
42.	b
43.	a
44.	a
45.	c
46.	d
47.	b
48.	a
49.	c
50.	d
51.	e
52.	c
53.	c
54.	e
55.	b
56.	a
57.	c
58.	c
59.	e
60.	b

Í N D I C E

QUÍMICA

Primer Bimestre

Pág.

Capítulo 01
Materia *9*

Capítulo 02
Densidad - Temperatura *19*

Capítulo 03
Átomo *29*

Capítulo 04
Química Nuclear *39*

Capítulo 05
Números Cuánticos *49*

Capítulo 06
Configuración Electrónica *59*

Capítulo 07
Tabla Periódica *69*

Capítulo 08
Repaso *81*

Segundo Bimestre

Capítulo 09
Enlace Químico I *87*

Capítulo 10
Enlace Químico II *95*

Capítulo 11
Nomenclatura Inorgánica *105*

Capítulo 12
Unidades Química de Masa *115*

Capítulo 13
Composición Centesimal (CC) Fórmula Empírica (FE) y Fórmula Molecular (FM) *123*

Capítulo 14
Estado Gaseoso I *133*

Capítulo 15
Estado Gaseoso II *143*

Capítulo 16
Repaso *153*

Tercer Bimestre

Capítulo 17
Reacciones Químicas I *159*

Capítulo 18
Reacciones Químicas II *173*

Capítulo 19
Estequiometría I *181*

Capítulo 20
Estequiometría II *189*

Capítulo 21
Masa Equivalente y Equivalente Gramo *197*

Capítulo 22
Soluciones I *205*

Capítulo 23
Soluciones II *213*

Capítulo 24
Repaso Bimestral *221*

Cuarto Bimestre

Capítulo 25
Equilibrio Químico *227*

Capítulo 26
Ácidos y Bases *239*

Capítulo 27
Electroquímica *249*

Capítulo 28
Introducción a la Química Inorgánica *259*

Capítulo 29
Hidrocarburos *281*

Capítulo 30
Grupos Funcionales *293*

Capítulo 31
Contaminación Ambiental *309*